

Державний агроекологічний університет  
Житомирський інженерно - технологічний  
інститут

**Федишин Б.М., Дорохов В.І., Павлюк Г.В., Скиба Г.В.**

# **ХІМІЯ**

**Частина I. Загальна, неорганічна та  
аналітична хімія**

Лабораторний практикум для студентів спеціальності “ЕКОЛОГІЯ  
ТА ОХОРОНА НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА”

**За редакцією Федішина Б.М.**

Житомир

Лабораторний практикум

ББК 24.239  
Ф 76  
УДК 543

Федишин Б.М., Дорохов В.І., Павлюк Г.В., Скиба Г.В. ХІМІЯ. Частина І. Загальна, неорганічна та аналітична хімія. Лабораторний практикум для студентів спеціальності “ЕКОЛОГІЯ ТА ОХОРОНА НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА“. За редакцією Федишина Б.М. Видавництво Державного агроєкологічного університету, Житомир. –2002.– 275с.

Викладено теоретичні основи і методичні рекомендації для виконання лабораторних робіт з хімії студентами спеціальності “Екологія та охорона навколишнього середовища”.

Практикум включає всі роботи згідно навчальної програми. Представлено контрольні завдання, типові задачі для закріплення теоретичного і практичного курсу дисципліни.

Рецензенти:

ББК 24.239  
© Федишин Б.М., 2002  
© Дорохов В.І., 2002  
© Павлюк Г.В., 2002  
© Скиба Г.В., 2002

## Передмова

Лабораторний практикум є невід’ємною ланкою в вивченні хімії, що є фундаментальним курсом у підготовці фахівців спеціальності “Екологія та охорона навколишнього середовища”. У даному посібнику представлено теоретичні основи та методичні поради виконання лабораторних робіт з загальної, неорганічної та аналітичної хімії.

Враховуючи досвід викладання дисципліни в Державному агро-екологічному університеті, в посібнику значно розширено експериментальну частину, дано контрольні питання, індивідуальні завдання для самостійної роботи і підсумкові тести для перевірки рівня знань студентів.

Широко представлена та використана українська хімічна номенклатура. Тематика розділів відповідає типовій програмі з хімії, має прикладний характер.

Висловлюємо подяку декану екологічного факультету університету доценту Борисюку Б.В. за критичні зауваження та цінні поради при підготовці посібника.

Будемо вдячні всім за зауваження та пропозиції по покращенню посібника, які будуть враховані в наступних виданнях.

**Автори .**

---

## **ВСТУП**

### **§1. Мета і задачі дисципліни**

#### **Місце і роль дисципліни в системі підготовки фахівців**

Хімія для фахівців спеціальності «ЕКОЛОГІЯ ТА ОХОРОНА НАКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА» являється фундаментальним, профілюючим, природознавчим курсом, що вивчає будову, склад, властивості речовин, їх перетворення та явища, що супроводжують ці перетворення. Речовина як об'єкт вивчення не є замкнутою системою, а знаходиться в оточуючому середовищі, обмінюючись з ним як енергією, так і масою, впливаючи на нього. Фахівці-екологи вивчають стан оточуючого людину середовища, вплив на нього продуктів життєдіяльності людини. Тому вивчення хімії займає важливе місце в системі підготовки спеціалістів екологів.

#### **Завдання вивчення дисципліни**

Надати необхідний мінімум знань основ хімії, який би сприяв засвоєнню профілюючих дисциплін, а в практичній роботі забезпечив би розуміння хімічних процесів, що проходять в навколишньому середовищі, в тому числі у зонах підвищеної радіаційної небезпеки, умінню виробництва екологічно чистої продукції і створення належних умов проживання, підвищення продуктивності та якісних показників господарювання, а також заходів по охороні навколишнього середовища від забруднення продуктами життєдіяльності людини.

#### **Вимоги до знань та вмінь, набутих в процесі вивчення дисципліни**

У результаті проходження курсу студент повинен знати:

- основні закони і концепції хімії;
- сучасне уявлення про будову речовини;
- основні термодинамічні і кінетичні закономірності хімічних процесів;
- властивості хімічних елементів, сполук і їх роль в навколишньому природному середовищі;
- хімічні аспекти стану навколишнього середовища і його охорони від забруднень продуктами життєдіяльності людини.

**уміти:**

## Лабораторний практикум

- виконувати підготовчі і основні операції при проведенні хімічного експерименту;
- користуватися сучасним хімічним обладнанням для досліджень якісного і кількісного складу об'єктів навколишнього природного середовища, а також факторів, що на них впливають;
- проводити розрахунки, статистичне і графічне опрацювання результатів досліджень;

### **бути ознайомленим:**

- з використанням хімічних концепцій, закономірностей і розрахунків для вирішення задач з контролю стану довкілля, виробництва екологічно чистої продукції і для забезпечення належних умов проживання.

## **§2. Теми курсу і їх зміст**

### **Вступ**

Хімія як предмет вивчення та її завдання. Історія розвитку. Хімічна єдність світу. Хімія і довкілля. Аварія на Чорнобильській АЕС і її вплив на хімічні процеси в навколишньому середовищі. Завдання хімії на сучасному етапі. Хімічні аспекти охорони навколишнього середовища і одержання екологічно чистої продукції. Сучасні хімічні технології. Основні хімічні поняття: атом, молекула, моль, хімічна реакція, молекулярна і молярна маса. Фундаментальні теорії і закони, їх роль при вивченні екологічних питань, розробці заходів по збереженню довкілля.

### **Сучасне уявлення про будову атома і молекули**

Ядерна модель атома. Відкриття електрона як складової частини атома. Гіпотеза Дж. Томсона. Модель Резерфорда. Постулати Бора. Гіпотеза де-Бройля. Хвильова природа електрона. Орбіталь. Квантові числа. Принцип Паулі. Будова ядра. Масове число. Заряд. Електронна формула. Правило Клечковського. Структурна схема. Правило Гунда. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і його теоретичне обґрунтування, та фізичний зміст. Властивості атомів і їх періодичність. Прогнозування властивостей елементів і їх сполук. Біогенні елементи. Природа хімічного зв'язку. Принцип Берцеліуса. Теорії Дж. Льюїса і Коссея. Валентні електрони. Ковалентний зв'язок. Електронна пара.  $\sigma$ - і  $\pi$ -зв'язок. Полярний, неполярний, донорно-акцепторний тип зв'язку. Ковалентний зв'язок у сполуках, біологічно важливих для живого

---

## Лабораторний практикум

організму, в лікарських препаратах. Йонний зв'язок. Йонні сполуки в природі. Металічний зв'язок. Природа електричного струму. Загальні фізичні властивості металів. Гідрогенний (водневий) зв'язок. Електро-негативність атому і її вплив на утворення додаткового зв'язку з Гідрогеном. Роль гідрогенного зв'язку і його вплив на властивості природних сполук.

### **Основи хімічної термодинаміки і біоенергетики**

Хімічна термодинаміка – теоретична основа вивчення обміну речовин і енергії в живому організмі і в природі. Стан речовини і ентальпія.

Теплові ефекти реакцій. Закон Гесса. Самопрохідні процеси. Міра впорядкованості. Залежність ентропії від різних факторів. Ентропійний і ентальпійний фактори. Енергія Гіббса. Зменшення енергії Гіббса як міра активності хімічної системи. Другий закон термодинаміки. Біоенергетика як процес. Особливості живого організму. Відкрита термодинамічна система. Джерело енергії. Енергетичні витрати. Стаціонарний стан відкритої системи. Теорема Пригожина. Система: людина – оточуюче середовище. Енергетика природнього середовища. Специфічні особливості навколишнього середовища, вплив забруднення на природний баланс і клімат.

### **Радіоактивність**

Стабільність ядра атома. Енергетичний стан нуклонів. Магічні числа. Енергія зв'язку. Дефект маси ядра. Особливості ядерних сил. Мезони і їх роль в ядрі. Радіоактивність як перетворення ядра. Природна і штучна радіоактивність. Закон радіоактивного перетворення. Період напіврозкладу. Ізотопи. Ізобари. Ізомери. Види випромінювання. Ядерна і термоядерна реакції. Продукти ядерного поділу. Короткоживучі і довгоживучі ізотопи. Закон Вея-Вігнера. Аварії на ядерних об'єктах і випадання радіоактивних продуктів. Поширення радіонуклідів у природі. Екологічні проблеми. Попадання нуклідів в організм. Одиниці активності випромінювання, питома радіоактивність, експозиційна доза, дози випромінювання, еквівалентна доза, ефективна еквівалентна доза. Одиниці виміру. Вплив випромінювання на навколишнє середовище.

### **Агрегатний стан речовини**

Газоподібний стан речовини. Рівняння Менделєєва-Клапейрона. Хімія атмосфери. Озонний шар і його руйнування. Техногенне забруднення атмосфери і його вплив на клімат і процеси в живому організмі. Рідкий стан. Міжмолекулярна взаємодія. Рідини як розчинники. В'язкість. Поверхневий натяг. Роль рідини в організмі. Природні води. Забруднення природних вод. Очищення і знесолення води.

Тверді тіла. Будова кристалів. Кристалічні решітки: йонні, атомні, молекулярні, металічні. Зв'язок між структурою і властивостями кристалів. Біокристали. Роль твердих компонентів у живому організмі і в рослинах.

### **Колігативні властивості розчинів**

Розчини як гомогенна система. Компоненти розчину. Розчинність. Криві розчинності. Абсорбція і хемосорбція. Фактори, що впливають на розчинність. Енергетика розчинів. Концентрація. Способи вираження складу розчину. Розчинність твердих речовин, рідин і газів в рідинах. Закон Генрі. Залежність розчинності газу від температури і парціального тиску газу. Розчинність газів у крові і клітинних рідинах. Кесонна хвороба. Розчини в живому організмі і в рослинах. Природні джерела води як розчини.

Явище осмосу. Осмотичний тиск. Осмометр. Фактори, що впливають на осмотичний тиск. Рівняння Вант-Гоффа. Осмотичний тиск крові. Осмос і обмін речовин в організмі і в рослинах. Ізотонічні розчини.

Тиск насиченої пари. Математичний вираз закону Рауля. Ізотонічний коефіцієнт. Температура кипіння і замерзання чистих розчинників. Діаграми стану. Зміна температури кипіння і замерзання розчинів. Другий закон Рауля. Ебуліоскопічна і криоскопічна константи.

### **Вчення про швидкість і механізм хімічних реакцій. Хімічна рівновага**

Основні поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій – як зміна концентрацій. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості, її фізичний зміст. Гомогенні і гетерогенні реакції. Фактори, що впливають на швидкість. Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Гомогенні і гетерогенні каталізатори. Теорія проміжних сполук і активних центрів. Отрути, промотори. Автокаталіз. Ферменти як каталізатори біологічних проце-

---

## Лабораторний практикум

сів в живому організмі. Оборотні і необоротні реакції. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Фактори, що впливають на рівновагу. Принцип Ле Шательє – Брауна. Кінетичні закономірності – основа фармако- і токсикодинаміки. Застосування законів рівноваги до живих організмів і природних явищ. Отруєння карбон (II) оксидом як рівноважний процес. Забруднення навколишнього середовища, самоочищення в природі, роль лісів в очищенні повітря і води.

### **Розчини електролітів**

Відхилення від законів Вант-Гоффа і Рауля в розчинах електролітів. Коефіцієнт Вант-Гоффа, його фізичний зміст. Теорія електролітичної дисоціації. Ступінь дисоціації. Сильні і слабкі електроліти. Фактори, що впливають на дисоціацію. Електроліти в природі, організмі. Використання закону діючих мас до процесів дисоціації слабких електролітів. Оборотність процесів дисоціації. Константа дисоціації. Зв'язок константи і ступеня дисоціації. Закон розведення Оствальда. Зміщення рівноваги в розчинах слабких електролітів. Йонні рівняння реакцій. Сильні електроліти. Активність. Йонна сила. Транспорт води, обмін катіонів в організмі. Катіони в природних водах. Проблема очищення води від катіонів важких металів.

Теорія кислот і гідроксидів. Протолітична теорія Бренстеда-Лоурі. Йонний добуток води. Гідрогенний і гідроксильний показники. Вплив рН розчину на біохімічні процеси в організмі і природному середовищі. Гідроліз солей. Фактори, що впливають на гідроліз. Середовище розчинів солей. Ступінь і константа гідролізу. Гідролітичні процеси в природі.

Буферні розчини. Буферна ємність. Добуток розчинності. Використання їх в санітарно-гігієнічних, експертних, екологічних дослідженнях і при очищуванні води, повітря.

### **Окисно-відновні реакції**

Електронна теорія окисно-відновних реакцій. Окисно-відновні властивості речовини. Методика підбору коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій. Класифікація окисно-відновних реакцій (ОВР). Потенціал. Можливість і напрям протікання ОВР. Гальванічний елемент. Електрорушійна сила. Рівняння Нернста. Електроліз. Корозія металів. Боротьба з корозією. Виробництво енергії в організмі. Дисиміляція. Окисно-відновні процеси в природі. Використання ОВР в технологічних процесах охорони природи від промислових забруднень.



## Комплексні сполуки

Комплексні сполуки – сполуки вищого хімічного порядку. Теорія Вернера. Центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня та зовнішня сфери. Номенклатура та основні типи комплексних сполук. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Константи стійкості і нестійкості. Властивості комплексних сполук. Геометрія комплексних сполук. Ізомерія. Магнітні властивості. Забарвлення. Біологічне значення комплексних сполук. Гемоглобін та хлорофіл як комплексні сполуки. Металоферменти. Кормові добавки та лікарські препарати на основі комплексних сполук. Поняття про біоенергетичні комплекси та їх роль у навколишньому середовищі.

## Колоїдні розчини

Колоїдний розчин як система. Методи одержання і очистки колоїдних розчинів. Дисперсіювання. Конденсація. Пептизація. Діаліз. Електродіаліз. Компенсаційний діаліз при очистці крові. Ультрафільтрація при очистці вітамінів, вилученні бактерій, вірусів. Поверхня колоїдної частини. Поверхневі явища. Сорбція. Використання колоїдних розчинів як носіїв у радіохімії і для очищення організму від радіонуклідів, шкідливих елементів. Молекулярно-кінетичні властивості. Дифузія, флуктуація, осмотичний тиск, мембранна рівновага. Седиментація. Будова колоїдної часточки. Електрофорез, електроосмос. Ізоелектричний стан. Ізоелектрична точка. Кінетична і агрегатна стійкість. Коагуляція. Використання при очищенні питної води, харчових продуктів. Зсідання крові, молока. Вплив процесів коагуляції на якість і зберігання лікарських препаратів. Колоїдні розчини в навколишньому середовищі, їх роль в природних процесах і народному господарстві.

## Хімія елементів

**s-Елементи.** Загальна характеристика. Гідроген. Особливості будови атома. Ізотопи Гідрогену. Значення йону Гідрогену в фізіологічних процесах. Вода. Особливості будови молекули. Вода як розчинник. Екологічне і біологічне значення води. Вміст і роль води в організмі людини, в рослинному світі. Гідроген пероксид. Окисно-відновні властивості пероксиду. Гідроген пероксид в організмі, використання. Натрій. Калій. Калійні добрива. Сполуки лужних металів, що використовуються при екологічних дослідженнях. Ізотонічні і гіпертонічні розчини. Взаємозв'язок йонів Натрію і Калію в біологічних системах. Загальна характеристика елементів другої групи періодичної системи. Сполуки елементів. Гідриди, оксиди, пероксиди, гідроксиди, солі.

---

## Лабораторний практикум

Розчинність солей. Поширення в природі. Твердість води, її вплив на живі організми. Методи зменшення твердості. Роль Кальцію і Магнію в біологічних процесах. Необхідність введення в раціон тварин солей Кальцію і Магнію.

**Загальна характеристика р-елементів.** Сполуки Бору. Боратна кислота. Бор як мікроелемент. Боровмісні добрива. Алюміній. Амфотерність. Алюмінати. Галуни. Використання сполук Алюмінію. Алюміній як ґрунтоутворюючий елемент.

Карбон – основний елемент життя. Силіцій – елемент мінерального світу. Оксиди Карбону. Карбонати, гідрокарбонати. Гідроліз. Сполуки Карбону з Сульфуром і Нітрогеном. Оксиди Силіцію. Силікатні кислоти. Силікагель. Цеоліти. Використання цеолітів і силікагелю для очищення газових і рідких промислових відходів від шкідливих речовин. Сполуки Нітрогену і Фосфору. Аміак. Нашатирний спирт, аміачна вода. Солі амонію. Нітратна і нітритна кислоти. Азотні добрива. Оксиди Нітрогену. Забруднення атмосфери оксидами Нітрогену, очищення. Фосфор, оксиди фосфору, фосфатні кислоти, фосфорні добрива. Суперфосфат, амофос, преципітат. Кормові фосфати. Тверді відходи виробництва фосфатної кислоти і можливості їх переробки. Охорона повітряного басейну.

Оксиген, властивості, біологічна роль. Озон. Проблема «озонової діри». Оксиди Сульфуру. Забруднення атмосфери, методи очищення. Сульфатна, сульфатна, тіосульфатна кислоти і їх солі. Дигідроген сульфід. Використання сірки і сполук Сульфуру в екологічних дослідженнях.

Загальна характеристика галогенів. Хлоридна кислота. Хлориди в живому організмі. Кисневмісні сполуки Хлору. «Активний хлор». Дезинфікуючі засоби. Особливості властивостей Флуору як найбільш електронегативного елемента. Сполуки Брому та Іоду. Іод як мікроелемент.

**Перехідні елементи – як мікроелементи.** Метали в живому організмі. Властивості. Комплексоутворення. Ферменти, вітаміни, мазі, медикаменти. Біологічна роль. Порівняння хімічних властивостей. Знаходження в природі. Вплив на якість природних вод.

**Загальна характеристика інертних газів.** Фізичні та хімічні властивості. Застосування.

## Основи радіаційно-хімічних процесів

Особливості вивчення властивостей радіоактивних елементів. Ізотопний обмін. Носії. Радіохімія як наука. Предмет радіаційної хімії. Фотоэффект. Комптонівське розсіювання, утворення пар. Ефект Оже. Процеси викликані  $\beta$ -випромінюванням. Взаємодія випромінювання з ядром. Радіаційно-хімічні процеси в неорганічних сполуках. Зміна фізичних властивостей твердих сполук при опромінуванні. Розклад речовини. Дія радіоактивного випромінювання на гази. Збудження молекул, розрив хімічних зв'язків, утворення радикалів. Радіоліз води. Пряма і непряма дія опромінування. Дія випромінювання на живий організм. Шляхи попадання радіонуклідів в організм. Наслідки дії випромінювання на організм. Радіоактивне забруднення довкілля. Методи очищення повітря і води від радіонуклідів.

## Основи хімічного аналізу

Роль аналітичної хімії в екологічних дослідженнях. Експресність, точність, чутливість, відтворюваність аналізу. Класифікація методів аналізу. Вимоги, що ставляться до аналітичних реакцій.

**Техніка проведення аналізу.** Відбирання середньої проби. Підготовка проби. Основні прийоми екстракції.

Підготовка та приготування розчинів. Методи очищення. Перегонка. Перекристалізація. Сублімація.

**Теоретичні основи аналітичної хімії.** Хімічна рівновага в гомогенних та гетерогенних системах. Комплексні сполуки, колоїдні розчини, окисно-відновні реакції в хімічному аналізі.

**Якісний хімічний аналіз.** Основні принципи якісного аналізу. Якісні реакції. Їх чутливість та селективність. Дробний та систематичний аналіз.

Періодична система Д. І. Менделєєва як основа аналітичної класифікації йонів. Групові реагенти. Макро-, мікро-, напівмікро- та ультрамікроаналіз. Посуд та реактиви. Виконання реакцій та проведення аналітичних реакцій.

Ведення робочого журналу. Техніка безпеки.

Класифікація катіонів та аніонів. Основні правила якісного аналізу речовини.

**Кількісний аналіз.** Сучасна класифікація методів. Математичне опрацювання результатів аналізу.

**Титриметричний аналіз.** Метод нейтралізації. Сучасні уявлення про кислотно-основні взаємодії. Активність та концентрація. Розра-

---

## Лабораторний практикум

хунки та визначення рН середовищ. Буферні розчини. Індикатори.

Криві титрування. Вибір індикатора. Пряме та зворотне титрування. Приготування стандартних та робочих розчинів. Встановлення концентрації хлоридної кислоти за бурою. Визначення концентрації лугів. Визначення концентрації солей амонію. Визначення тимчасової твердості води.

**Редоксометрія.** Окисно-відновна система та її потенціал. Огляд основних методів аналізу.

**Перманганатометрія.** Характеристика та можливості методу. Первинні та вторинні стандарти в перманганатометрії. Приготування розчинів оксалатної кислоти та калій перманганату. Встановлення концентрації калій перманганату за оксалатною кислотою. Аналіз солі Мора. Визначення «активного» хлору в хлорному вапні, масової частки гідроген пероксиду в розчині.

**Йодометрія.** Загальна характеристика та можливості методу. Первинні та вторинні стандарти. Приготування робочих розчинів. Встановлення концентрації натрій тіосульфату за калій перманганатом. Визначення концентрації йоду за натрій тіосульфатом.

**Комплексонометрія.** Комплексні сполуки в хімічному аналізі. Склад та будова молекул найпростіших комплексонів. Механізм реакції взаємодії комплексонів з йонами металів. Метал-індикатори.

Приготування стандартних та робочих розчинів. Встановлення титру трилону Б за магній сульфатом. Визначення концентрації солей Кальцію та Магнію. Визначення загальної твердості води.

**Хроматографія.** Класифікація хроматографічних методів: йонообмінна, розподільча, тонкошарова, осадова. Коефіцієнт розподілу. Паперова хроматографія. Кількісне визначення йонів. Використання хроматографії для аналізу органічних речовин в біооб'єктах.

**Фотометричний аналіз.** Принципи методу. Фотоелектроколориметри. Використання фотометричного аналізу при екологічних дослідженнях.

**Спектрофотометричний аналіз.** Визначення Мангану, Алюмінію і інших йонів.

**Атомно-абсорбційний метод** в аналізі стану навколишнього природного середовища.

### §3. Список літератури

#### Основна

1. Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько К.О., Копілевич В.А.

### Лабораторний практикум

- Загальна та біонеорганічна хімія. К.: Феніск, 2001.- 578 с.
2. Романова Н.В. Загальна і неорганічна хімія. К.:Ірпінь, ВТФ “Перун”,1998.- 480с.
  3. Скопенко В.В., Григор’єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. К.: Либідь, 1996. - 152 с.
  4. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: В 2ч. — К.: Пед. преса, 2000. – Ч.2. - 784 с.
  5. Глінка М.Л. Загальна хімія. К.: Вища шк., 1982.– 608 с.
  6. Хомченко Г.П., Цитович И.К. Неорганическая химия. М.: Высш. шк, 1987.
  7. Цитович И.К. Курс аналитической химии. М.: Высш. шк., 1985.– 400 с.

### **Додаткова**

1. Федішин Б.М., Дорохов В.І., Павлюк Г.В. Загальна хімія. Житомир: Видавн. Державного агроєкологічного університету, 2001. – 276 с.
  2. К.М.Сытник, А.В. Брайон, А.В. Гордецкий. Биосфера. Экология. Охрана природы. – Справоч. пос./ Под ред. К.М. Сытника,- К.: Наукова думка, 1987.– 524 с.
  3. Химия окружающей среды.- Пер. с англ./ Под ред. А.П. Цыганкова, – М.: Химия, 1982.- 672 с.
  4. Э.Н. Ремсен. Начала современной химии: Справ. изд. Пер. с англ. /Под ред.В.И. Барановского, А.А. Белюстина, А.И. Ефимова, А.А. Потехина – Л.: Химия, 1989.–784 с.
  5. Корнілов М.Ю., Білодід О.І., Голуб О.А. Термінологічний словник з хімії. К.: ІЗМН, 1998.
  6. Кумачов А.И., Кузьменок Н.М. Глобальная экология и химия /Науч. ред. В.В.Свиридова. – Мн.: Университетское, 1991.– 184 с.
  7. Агроєкологія. Навч. посібник. / За ред. Городнього, – К.: Вища шк., 1993.- 416 с.
  8. Никитин Д.Н., Новиков Ю.В. Окружающая среда и человек.– М.: Высшая школа, 1980.- 424 с.
-

9. Б.Т. Камінський, Д.Б. Камінський, Б.М. Фецишин. Хімія води і водних розчинів. / За ред. Б.Т. Камінського, – Житомир, ЖІТІ, 2000.– 419 с.
10. Радиация. Дозы, эффекты, риск: Пер. с англ.– М.: Мир, 1988.–79с.
11. Сельскохозяйственная радиэкология. /Алексахин Р.М., Васильев А.В., Дикарев В.Г. и др. Под ред. Алексахина Р.М., Корнеева Н.А. – М.: Экология, 1992.– 400 с.
12. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии: Справ. изд. М.: Химия, 1989.– 448 с.
13. Биогеохимический круговорот веществ в биосфере / Под ред. В.А. Ковда. – М.: Наука, 1987. – 142 с.
14. Методы и достижения бионеорганической химии / Ред. К. Мак Олифф. Пер. с англ. – М.: Мир, 1978. – 416 с.
15. Методы практической биохимии / Ред. Б. Уильямс, К. Уилсон. Пер. с англ. – М.: Мир, 1978. – 268 с.
16. Мецлер Д. Биохимия. Химические реакции в живой клетке. Пер. с англ. – М.: Мир, 1980. – 606 с.
17. Микроэлементы в окружающей среде / Под общ. ред. В.А. Власюка. – К.: Наукова думка, 1980 – 268 с.
18. Хьюз М. Неорганическая химия биологических процессов. Пер. с англ. – М.: Мир, 1983. – 414 с.
19. Браун Т., Лемей Г.Ю. Химия – в центре наук: В 2-х частях. Пер. с англ.– М.: Мир, 1983.– 520 с. Ч. 2.
20. Перегуд Е.А., Быковская М.С., Гернет Е.В. Быстрые методы определения вредных веществ в воздухе. М.: Химия.- 1970.- 359с.
21. Перегуд Е.А. Химический анализ воздуха (новые и усовершенствованные методы). Л.: Химия.-1976.- 328с.

#### **§4. Українська номенклатура в неорганічній хімії**

Література: М.Ю. Корнілов, О.І. Білодід, О.А. Голуб. Термінологічний посібник з хімії. – К.: ІЗМН,1998

##### **Передмова**

Науково-технічна термінологія відображає одночасно як рівень розвитку національної науки, так і національної мови.

Ця номенклатура, на думку авторів термінологічного посібника відповідає рівню сучасної хімічної науки та максимально наближається до міжнародної номенклатури, затвердженої Комісією Міжнародної

## Лабораторний практикум

спілки чистої та практичної хімії (IUPAC). Всі матеріали відносно номенклатури даються з вищевказаного посібника.

### Назви елементів

*Таблиця №1*

Елементи		Назви		
Символ	№	рекомендовані	традиційні, історичні	латинські
Ac	89	Актиній	Актиній	Actinium
Ag	47	Аргентум, Аргент	Срібло	Argentum
Al	13	Алюміній	Алюміній	Aluminium
As	33	Арсен	Миш'як	Arsenicum
At	85	Астат	Астатин	Astatium
Au	79	Аурум, Аур	Золото	Aurum
B	5	Бор	Бор	Borum
Ba	56	Барій	Барій	Barium
Be	4	Берилій	Берилій	Beryllium
Bi	83	Бісмут	Вісмут	Bismuthum
Br	35	Бром	Бром	Bromum
C	6	Карбон	Вуглець	Carboneum
Ca	20	Кальцій	Кальцій	Calcium
Cd	48	Кадмій	Кадмій	Cadmium
Cl	17	Хлор	Хлор	Chlorum
Co	27	Кобальт	Кобальт	Cobaltum
Cu	29	Купрум, Купр	Мідь	Cuprum
F	9	Флуор	Фтор	Fluorum
Fe	28	Ферум, Фер	Залізо	Ferrum
H	1	Гідроген	Водень	Hydrogenium
Hg	80	Меркурій, Гідраргіум	Ртуть, Живе срібло	Mercurius, Hydrargyrum
I	53	Йод, Йод	Йод	Jodum
K	19	Калій	Калій	Kalium
Li	3	Літій	Літій	Lithium
Mg	12	Магній	Магній	Magnium
Mn	25	Манган	Марганець	Manganum
N	7	Нітроген, Нітр	Азот	Nitrogenium
Na	11	Натрій	Натрій	Natrium
O	8	Оксиген	Кисень	Oxygenium

---

---

## Лабораторний практикум

*Продовження таблиці*

Елементи		Назви		
Символ	№	Рекомендовані	Традиційні, історичні	Латинські
P	15	Фосфор	Фосфор	Phosphorus
Pb	82	Плюмбум, Плюмб	Оливо, Свинець	Plumbum
Pt	78	Платин, Платина	Платина	Platinum
S	16	Сульфур, Сулфур	Сірка	Sulfur
Sb	51	Стибій	Стибій, Сурма	Stibium
Sc	21	Скандій	Скандій	Scandium
Sn	50	Станум, Стан	Цина, Олово	Stanium
Sr	38	Стронцій	Стронцій	Stroncium
Ta	73	Тантал	Тантал	Tantalum
Te	52	Телур	Телур	Tellurium
Tl	81	Талій	Талій	Thallium
Ti	22	Титан, Тітан	Титан	Titanium
U	92	Уран	Уран	Uranium
Unp	105	Унілпентій	Нільсборій	Unnilpentium
Unq	104	Унілквадій	Курчатовій	Unnilquadium
Zn	30	Цинк	Цинк	Zincum
Zr	40	Цирконій	Цирконій	Zirconium

### Систематичні, традиційні та рекомендовані назви деяких найважливіших кислот

*Таблиця №2*

Формула	Назва			
	Рекомендована	Систематична (IUPAC)	Традиційна	Аніон
$H_3BO_3$	ортоборна, боратна	тригідроген борат	борна кислота	борат
$(HBO_2)_n$	метаборна (метаборатна)	Гідрогенполі-діоксоборат	метаборна	метаборат
$H_2CO_3$	карбонатна	дигідроген карбонат	вугільна	карбонат

*Продовження таблиці*



### Лабораторний практикум

$H_4SiO_4$	ортосилікатна	тетрагідроген силікат, гідроген тетраоксосилікат	ортокремнієва, кремнієва	силікат, ортосилікат
$H_2SiO_3$	силікатна, мета- силікатна	Дигідроген силікат, гідро- ген триоксо- силікат	кремнієва, метакремнієва	силікат, метасилікат
$HNO_3$	нітратна	гідроген нітрат	азотна	нітрат
$HNO_2$	нітритна	гідроген діоксонітрат	азотиста	нітрит
$H_3PO_4$	ортофосфорна, ортофосфатна	тригідроген фосфат	фосфорна	фосфат, ортофосфат
$H_3AsO_3$	арсенітна, арсенатна (III)	арсенат (III) тригідроген	миш'яковиста	арсенат (III)
$H_3AsO_4$	арсенатна, арсенова	тригідроген арсенат	миш'якова	арсенат (V)
$H_2SO_4$	сульфатна	гідроген суль- фат	сірчана	сульфат
$H_2SO_3$	сульфатна (IV), сульфітна	гідроген суль- фат (IV)	сірчиста	сульфат (IV), сульфіт
$HClO_4$	хлоратна (VII), перхлоратна	гідроген перх- лорат	перхлорна	перхлорат (VII)
$HClO_3$	хлоратна (V)	гідроген хлорат (V)	хлорновата	хлорат
$HClO_2$	хлоратна (III), хлоритна	гідроген хлорат (III)	хлориста, хлоритна	хлорат (III), хлорит
$HClO$	хлоратна (I), гіпохлоритна	гідроген хлорат (I), гідроген оксохлорат	хлорноватис- та, гіпохлори- тна	хлорат (I) гіпохлорит

Аналогічно одержують назви оксигеновмісних кислот Бромі і Іоду

#### Назви кислот Мангану

Таблиця №3

Формула	Рекомендо- вана	Назва		
		Систематична (IUPAC)	Традиційна	
$HMnO_4$	Перманган- натна	гідроген тетра- оксоманганатна	марганцева, перманганатна	манганат (VII)
$H_2MnO_4$	манганатна	дигідроген тетраоксоман- ганатна	марганцевата, манганатна	манганат (VI)

#### Приклади назв деяких солей

Таблиця №4

## Лабораторний практикум

Формула	Назва		
	Рекомендована	Систематична (IUPAC)	Традиційна
AgNO <sub>3</sub>	аргентум нітрат	аргентум(I) нітрат	нітрат срібла
AgN <sub>3</sub>	аргентум азид	аргентум (I) азид	азид срібла
Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	хром (III) сульфат (IV), хром (III) сульфат	хром (III) сульфат (IV)	сульфат хрому (III)
Cu <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	купр (I) карбонат	купр(I) карбонат	карбонат міді (I)
KHCO <sub>3</sub>	калій гідрогенкарбонат	калій гідрогенкарбонат	гідрокарбонат калію
NH <sub>4</sub> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	амоній дигідрогенфосфат	амоній дигідрогенфосфат	дигідрофосфат амонію
KAl(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	алюміній калій дисульфат	алюміній калій дисульфат	сульфат алюмінію калію
CrSO <sub>4</sub>	хром (III) сульфат	хром (III) сульфат	сульфат хрому (II)
CaClOH	кальцій гідрогеноксид хлорид	кальцій гідрогеноксид хлорид	гідроксохлорид кальцію
KHSO <sub>4</sub>	калій гідрогенсульфат	калій гідрогенсульфат	гідросульфат калію
NaHS	натрій гідрогенсульфід	натрій гідрогенсульфід	гідросульфід натрію
Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	кальцій гідрогенфосфат	кальцій гідрогенфосфат	дигідрофосфат кальцію
BiBrO	бісмут бромід оксид	бісмут бромід оксиду	бромід вісмуту
Na <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	натрій гексаціаноферат (III)	натрій гексаціаноферат (III)	гексаціаноферат (III) натрію

### Основи, амфотерні гідроксиди

Назви основ та амфотерних гідроксидів утворюють з назв катіону і слова гідроксид:

NaOH – натрій гідроксид; Al(OH)<sub>3</sub> – алюміній гідроксид;  
Fe(OH)<sub>2</sub> – ферум(II) гідроксид; Fe(OH)<sub>3</sub> – ферум(III) гідроксид;  
Re(OH)<sub>4</sub> – реній (IV) гідроксид.

### Оксиди (окисні), бінарні сполуки

Назви оксидів можна побудувати так. Спочатку називають катіон, потім аніон.

Наприклад:

N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – нітроген пентаоксид, нітроген(V) оксид, нітроген(5<sup>+</sup>) оксид;

Na<sub>2</sub>O – натрій геміоксид, динатрій оксид;

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – алюміній секвіоксид, діалюміній триоксид;

BaO – барій оксид;

B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – бор оксид, але B<sub>2</sub>O<sub>2</sub> - дибор оксид;

K<sub>2</sub>O – калій оксид.

## Лабораторний практикум

### Радикали

HO – гідроксил;	SO – тіоніл;	CO – карбоніл;
SO <sub>2</sub> – сульфурил;	NO – нітрозил;	S <sub>2</sub> O <sub>5</sub> – дісульфурил;
NO <sub>2</sub> – нітрил;	ClO – хлорозил;	SeO – селеніл;
ClO <sub>2</sub> – хлорил;	PO – фосфорил;	ClO <sub>2</sub> – перхлорил.

### Координаційні сполуки

Номенклатура координаційних сполук була запропонована німецьким вченим А. Вернером. З того часу в результаті постійної доробки вона перетворилася в струнку систему номенклатурних правил.

Щоб дати назву сполуці за координаційною номенклатурою, спочатку виділяють комплексні катіони та аніони або нейтральні комплекси.

Назву координаційної сфери визначає комплексоутворювач та ліганди. При написанні формул комплексів символ центрального атома пишуть першим, а за ним йонні і нейтральні ліганди в алфавітному порядку. У назвах комплексних частинок назви лігандів передують назві центрального йона. Катіонні та нейтральні комплекси не одержують в назвах спеціальних закінчень, назви аніонних мають суфікс -ат, що додається до назви кореня центрального атома. Назви лігандів перелічують в алфавітному порядку. При необхідності вказують ступінь окиснення центрального атома або заряд йона.

### Назви лігандів

Назви лігандів не відрізняються від назв відповідних йонів і молекул. Назви аніонних лігандів утворюють додаванням до назв аніонів закінчення -о. Наприклад:

#### Назви деяких ліганд

Таблиця №5

Формула	Аніон	Ліганд
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	сульфат	сульфато-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	нітрат	ніtrato-
N <sub>3</sub> <sup>-</sup>	азид	азидо-
F <sup>-</sup>	фторид, флуорид	фторо-, флуоро-
Cl <sup>-</sup>	хлорид	хлоро-
O <sup>2-</sup>	оксид	оксо-
OH <sup>-</sup>	гідроксид	гідроксо-

Приклади назв сполук з аніонними лігандами:

K<sub>3</sub>[CuF<sub>6</sub>] – калій гексафлуорокупрат (II);

---

## Лабораторний практикум

$\text{Hg}[\text{AlH}_4]_2$  – гідраргірум (II) тетрагідридоалюмінат.

Приклади назв сполук з нейтральними лігандами:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  – діамінаргентум (I) хлорид;

$\text{Li}[\text{Co}(\text{CO})_4]$  – літій тетракарбонілкобальтат

### **§5. Основні правила, лабораторне обладнання і організація роботи в лабораторії**

#### **Підготовка, виконання та здача лабораторних робіт**

Основною формою підготовки, виконання та здачі лабораторного практикуму студентами, є самостійна робота. Приступаючи до підготовки лабораторної роботи, виконання завдання до неї, спочатку рекомендується вивчити теоретичну частину. Для поглибленого вивчення теми заняття, успішного виконання та здачі роботи необхідно уважно вивчити відповідні розділи підручника чи навчального посібника, ознайомитись із рішенням типових задач по задачнику.

Кожна лабораторна робота повинна бути оформлена у вигляді звіту, який включає в себе: 1) завдання до даної роботи; 2) дослідну частину роботи. Допускається оформляти звіти в загальному зошиті. Титульна сторінка заповнюється згідно вказівок викладача. Сторінки зошита повинні бути пронумеровані на нижньому полі.

Виривати листи із зошита не дозволяється. На кожній сторінці зліва має бути поле шириною 2,5 см, а справа – шириною 1 см.

Опис кожної роботи потрібно починати з нової сторінки. Вказують дату, потім назву роботи. Після цього пишуть підзаголовок: «Завдання для лабораторної роботи», а нижче повністю записують питання завдання і після кожного питання приводять короткі, але ємні відповіді. При написанні математичних формул потрібно пояснити значення символів – літер. Задачі потрібно вирішувати спочатку в загальному вигляді, використовуючи загальні символи – позначення, а лише потім – в числовому вигляді. Всі записи потрібно вести охайно, без виправлень.

Завдання до лабораторної роботи, підготовка до неї виконується в час, який передує лабораторній роботі. На лабораторних заняттях проводиться перевірка виконання завдань студентами, їх опитування з теоретичних питань роботи. До виконання дослідів студенти приступають з дозволу викладача.

У звіті після виконання завдання пишуть підзаголовок: «Практична частина». Вказують ціль роботи чи коротку характеристику принципу її виконання, приводять короткий опис і рисунки пристроїв та

## Лабораторний практикум

приладів. Потім описують хід виконання роботи, результати вимірювань чи безпосередніх спостережень. Закінчують звіт поясненням явищ, що спостерігали, складанням хімічних рівнянь реакцій, побудовою графіків, обрахуванням результатів вимірювання. І, нарешті, приводять короткий висновок чи кінцевий обрахований результат.

Виконану лабораторну роботу студенти захищають у викладача. Для успішного захисту потрібно мати звіт і вірно дати відповіді на питання самостійної роботи. Допускається захист роботи за результатами співбесіди, коли потрібно відповісти на питання, пов'язані із сутністю, закономірностями явищ, які спостерігали, і практичним їх здійсненням, описанням явищ за допомогою хімічних рівнянь і т.д.

### **Загальні поради до проведення лабораторних робіт та правила техніки безпеки в лабораторії**

Робота в хімічній лабораторії потребує відповідальності та усвідомленої поведінки, охайності. В протилежному випадку можливі нещасні випадки; щоб вони не трапились, необхідно чітко дотримуватись і виконувати правила роботи в лабораторії.

1. Робоче місце тримати чистим, без зайвих предметів. Ощадливо витрачати реактиви, берегти посуд і лабораторне обладнання.

2. Сухі реактиви набирати шпателем або спеціальною ложкою.

3. Рідкі реактиви наливати так, щоб не облили етикетку. Пробки від банок з реактивами класти на лабораторний стіл зовнішньою поверхнею донизу. Надлишок реактиву не виливати назад у банку, в якій зберігається реактив.

4. Залишки кислот, лугів, а також розчини, добуті після проведених дослідів, зливати в спеціальні банки (не виливати в раковину).

5. Обережно поводитися з пальниками, газовими кранами й електронагрівальними приладами.

6. Роботу з твердими лугами проводити в захисних окулярах, брати луги лише шпателем. При розведенні концентрованих кислот потрібно вливати кислоту у воду, а не навпаки.

7. При нагріванні розчинів у пробірці потрібно тримати її в зажимі так, щоб отвір пробірки був направлений в сторону від працюючого та його сусіда по столу. Для рівномірного кипіння в пробірку чи склянку часто поміщають кипілки – кусочки фарфору чи скла.

8. Всі досліді з отруйними та речовинами, що мають неприємний запах, випарювання розчинів кислот проводити тільки у витяжній шафі.

---

## Лабораторний практикум

9. При роботі з лужними металами слід оберегатися води. Залишки цих металів здають лаборанту і ні в якому разі не викидають у каналізацію. Потрібна особлива обережність при роботі з ртуттю, порошкоподібними металами.

10. Хімічні реактиви слід використовувати в мінімальних кількостях, достатніх для проведення досліду.

11. Для надання першої медичної допомоги в лабораторії повинна бути аптечка.

12. Після закінчення роботи потрібно прибрати своє робоче місце, помити посуд, закрити всі газові та водопровідні крани, виключити електроприлади.

13. На час занять призначається черговий, який слідкує за порядком та чистотою в лабораторії, виконанням студентами правил техніки безпеки. Лабораторію студенти залишають з дозволу викладача.

### **Перша допомога потерпілим у лабораторії**

1. При отруєнні газами потерпілого треба вивести (винести) на чисте повітря, а в разі втрати свідомості зробити штучне дихання.

2. Якщо займеться рідина, посудину негайно накрити скляними, фарфоровими або навіть дерев'яними дощечками. У випадку, коли рідина, що запалилася, розлилася по столу або підлозі, її засипають піском. Якщо у працюючого загорівся одяг, треба швидко закутати його ковдрою. У цьому разі потерпілому категорично забороняється бігати в приміщенні.

3. До обпечених місць слід прикласти клаптик тканини (марлі, вати), змочений спиртом. Дуже обпечені місця змочують концентрованим розчином  $\text{KMnO}_4$ .

4. При опіках фенолом або бромом обпечене місце необхідно обмити спиртом або бензеном, а потім змастити гліцерином.

5. Якщо кислота потрапить на шкіру або на одяг, треба це місце промити великою кількістю води, а потім 3%-ним розчином натрій гідрокарбонату. При потраплянні лугу уражені ділянки промивають 10%-ним розчином ацетатної кислоти.

6. Якщо кислота потрапила в очі, треба насамперед добре промити їх великою кількістю води, а потім 3%-ним розчином натрій гідрокарбонату. Якщо ж потрапив луг, очі слід промити розчином боратної кислоти, а потім водою. В обох випадках потерпілих слід відправити в найближчий медпункт.

### **Хімічний посуд і обладнання**

## Лабораторний практикум

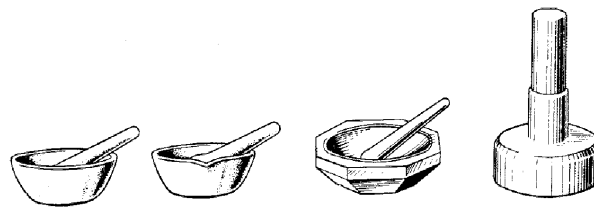
Хімічні операції проводять у посудинах з тонкого «хімічного скла», яке витримує досить різкі температурні зміни. Види посуду, які застосовують найчастіше, подані на рис.1. Розтирання твердих речовин проводять в ступках (рис.2). Для відмірювання кількості рідини використовують різноманітний мірний посуд (рис.3).

Часто в лабораторних роботах для отримання хімічно чистих речовин та відділення осадів використовують метод фільтрування. В залежності від того, яким способом проводиться фільтрування і з якою метою, використовують різні фільтри (рис.4). В цьому розділі перелічений лише основний, необхідний для виконання лабораторних робіт, хімічний посуд.



**Рис.1. Лабораторний посуд:**

*a* – пробірки; *б* – колби конічні; *в* – склянки і чашки фарфорові; *з* – лійки



**Рис. 2. Ступки:**

*a* – фарфорові; *б* – агатова; *в* – стальна

## Лабораторний практикум

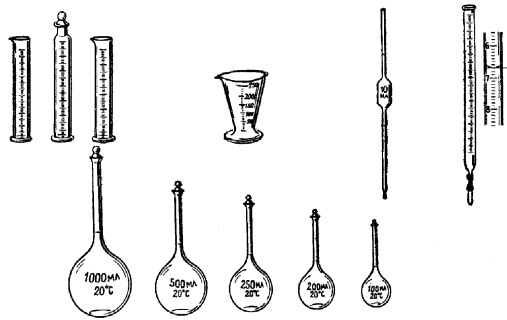


Рис. 3. Мірний посуд:

*a* – циліндри мірні, *б* – мензурка, *в* – піпетка, *г* – бюретка, *д* – колби мірні

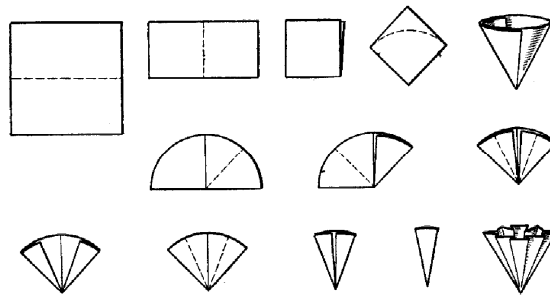


Рис. 4. Фільтри паперові

### Миття хімічного посуду

Чистота посуду – одна з умов правильних результатів досліду.

Є фізичний і хімічний способи миття посуду. Фізичний спосіб – це миття хімічного посуду водою за допомогою йоржиків, клаптиків паперу тощо. Солі та інші розчинні у воді реактиви відмивають гарячою водою або пропарюють посуд водяною парою. Посуд, в якому був жир, миють розчинами лугів, соди, ортофосфату, гірчиці, миючих порошоків, бензину, ацетону тощо. Хімічний спосіб миття – це використання таких миючих засобів, які вступають у реакцію з речовиною, що забруднила посуд. Наприклад, посуд, забруднений:

1) нерозчинними у воді карбонатами і основами, миють 2% розчином хлоридної кислоти;



### Лабораторний практикум

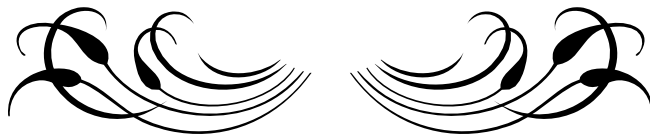
2) домішками фенолу (карболової кислоти), – розчином натрій гідроксиду;

3) краплями аніліну – розчином хлоридної кислоти;

4) манган (IV) оксидом – кислим розчином ферум (II) сульфату, розчином оксалатної кислоти (відновниками);

5) ферум(II) сульфідом (відновниками), – хромовою сумішшю (окисником). (З хромовою сумішшю треба поводитись обережно, мити посуд під наглядом викладача, у витяжній шафі).

Вимитий посуд споліскують дистильованою водою. Посуд вважається чистим, якщо при споліскуванні вода рівномірно змочує стінки і не затримується на них окремими краплинами. Вимитий посуд висушують, ставлячи його догори дном на сушильній дошці або в сушильній шафі.



## Розділ I. ТЕРМІНОЛОГІЯ. ЗАКОНИ. АТОМ, МОЛЕКУЛА

### §6. Основні терміни та поняття

**Хімія** – наука про склад, будову, властивості речовин, їх перетворення та явища, що супроводжують ці перетворення.

**Речовина** – одна із форм матерії, яка має певні фізичні та хімічні властивості.

**Атом** – найменша, хімічно неподільна частина речовини, що приймає участь у взаємодії.

**Хімічний елемент** – це певний вид атомів, який може існувати як проста речовина або входити до складу хімічних сполук: H – Гідроген, C – Карбон, N – Нітроген.

**Молекула** – найменша частина речовини, яка має однаковий із нею склад і зберігає її хімічні властивості.

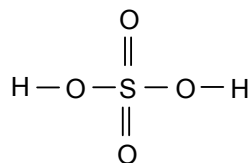
**Проста речовина** складається із атомів одного виду: O<sub>2</sub> (кисень), C (вуглець), N<sub>2</sub> (азот).

**Складна речовина** складається із атомів різних видів: HCl (хлоридна кислота), H<sub>2</sub>O (вода).

**Хімічний знак** – скорочене позначення назви хімічного елемента: O, C, H.

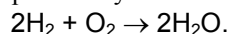
**Хімічна формула** – умовний запис якісного і кількісного складу речовини: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub>.

**Структурна формула** – умовний запис складу і будови молекули речовини:



**Хімічна реакція** – взаємодія речовин, або їх розклад, в результаті чого утворюються інші речовини.

**Хімічне рівняння** – скорочений умовний запис хімічної реакції:



**Атомна одиниця маси** – 1/12 маси атому ізотопу Карбону <sup>12</sup>C  
1 а.о.м. = 1/12 m<sup>12</sup>C

## Лабораторний практикум

**Відносна атомна (молекулярна) маса** – маса атому (молекули) за відношенням до 1/12 маси атому ізотопу  $^{12}\text{C}$  ( $A_r$ ,  $M_r$ ).

Дані про відносну атомну масу представлені в таблиці Д.І. Менделєєва:

$$A_r(\text{O}) = 16; \quad A_r(\text{H}) = 1; \quad A_r(\text{P}) = 31.$$

Відносні молекулярні маси розраховуються за хімічними формулами:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

**Моль** – кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів), скільки їх міститься в 12 г ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ .

**Стала Авогадро** – кількість структурних одиниць, що вміщується в одному моль речовини.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}$$

**Молярна маса** - маса речовини взятої в кількості один моль.

$M$  г/моль.

Чисельно дорівнює відносній молекулярній масі.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

**Валентність** – властивість атомів приєднувати певну кількість атомів інших елементів.

**Еквівалент** – така кількість речовини, яка приєднується з одним моль атомів Гідрогену в хімічних реакціях. Вимірюється в моль.

Еквівалент Гідрогену – 1; Хлору – 1; Оксигену – 0,5 моль.

**Еквівалентна маса** – маса одного еквівалента.

Для простих речовин:

$$E_m = A_r/V \text{ г/моль};$$

$E_m$  – еквівалентна маса,  $A_r$  – атомна маса;  $V$  – валентність.

Для складних речовин:

$$E_m(\text{оксиду}) = M(\text{оксиду}) / (\text{Число атомів металу} \cdot \text{Валентність металу}).$$

$$E_m(\text{кислоти}) = M(\text{кислоти}) / \text{Основність}.$$

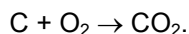
$$E_m(\text{гідроксиду}) = M(\text{гідроксиду}) / \text{Число гідроксогруп}.$$

$$E_m(\text{солі}) = M(\text{солі}) / (\text{Число атомів металу} \cdot \text{Валентність металу}).$$

**Ступінь окиснення** – умовний заряд елементу в молекулі, виходячи з припущення, що вона складається з йонів і в цілому електронейтральна.

## §7. Основні хімічні закони

**Закон збереження маси під час хімічних реакцій** – маси речовини, що вступають у реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються в процесі хімічної реакції.



## Лабораторний практикум

12г 32г 44г

**Закон сталості складу** – кожна речовина має постійний кількісний і якісний склад, незалежно від способу добування.

**Закон еквівалентів** – елементи сполучаються один з одним у масових відношеннях, пропорційно їх еквівалентам.

$$m_1 : m_2 = E_1 : E_2.$$

**Закон кратних відношень** – якщо два елементи утворюють між собою декілька сполук, то масові кількості одного з елементів, які сполучаються з однаковою масовою кількістю другого елемента відносяться між собою як цілі прості числа.

**Закон об'ємних відношень** – об'єми газів, які вступають у реакцію, відносяться між собою і до об'ємів газоподібних продуктів, як прості цілі числа.

**Правило Ділонга і Пті** – атомна теплоємність більшості простих речовин є приблизно однаковою і дорівнює в середньому 6,4.

**Закон Авогадро** – у рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Два наслідки закону Авогадро:

а) один моль любого газу за однакових умов займає один і той же об'єм.

За нормальних умов любий газ займає об'єм  $V_m = 22,4$  л. Нормальні умови:  $T_0 = 273$  К.,  $P_0 = 101,3$  кПа.  $V_m$  – молярний об'єм газу

б) молярна маса речовини в газоподібному стані дорівнює подвоєній густині за воднем.

$$\frac{M}{M(H_2)} = D_{H_2};$$
$$M = 2 \cdot D_{H_2},$$

де:  $M$  – молярна маса газу,  $M(H_2)$  – молярна маса водню,  $D_{H_2}$  – густина за воднем.

**Об'єднаний газовий закон** – відношення добутку тиску газу на його об'єм до температури є величина стала:

$$(P \cdot V) / T = (P_0 \cdot V_0) / T_0,$$

де:  $P$  – тиск;

$V$  – об'єм;

$T$  – температура;

$_0$  – нормальні умови.

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = R$$

### Лабораторний практикум

де:  $R$  – універсальна газова стала  $R=8,314$  Дж/(К·моль)

**Закон збереження маси і енергії ( рівняння Ейнштейна) –** матерія не зникає і не виникає з нічого , вона лише перетворюється з однієї форми в іншу.

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2,$$

де:  $\Delta E$  – зміна енергії;  $\Delta m$  – зміна маси тіла;  $c$  – швидкість світла у вакуумі  $c=299792,5$  км/с

**Рівняння Менделєєва – Клапейрона –**

$$M = \frac{m}{P \cdot V} \cdot R \cdot T,$$

де:  $m$  – маса газу,  $P$  – тиск газу,  $V$  – об'єм,  $R$  – універсальна газова стала,  $T$  – абсолютна температура,  $M$  – молярна маса газу.

### **§8. Основні положення атомно-молекулярного вчення**

1. Речовини мають дискретну будову. Вони складаються з часточок – молекул, атомів або йонів .
2. Часточки речовини безперервно, безладно рухаються .
3. Між складовими часточками речовини діють сили взаємного притягання та відштовхування.
4. Між складовими часточками речовини є відстані.
5. Молекули складаються з атомів.
6. Молекули зберігаються під час фізичних реакцій і руйнуються під час хімічних.
7. Атоми зберігаються під час хімічних реакцій – при цьому відбувається їх перегрупування, що призводить до утворення нових речовин.
8. Різноманітність речовин обумовлена сполученням атомів.

### **§9. Основні положення теорії хімічної будови органічних сполук**

1. Атоми в молекулах органічних речовин сполучені один з одним у певній послідовності. Ця послідовність хімічного зв'язку має назву хімічної будови. Хімічну будову можна визначити, вивчаючи хімічні перетворення речовин.
  2. Сполучення атомів між собою відбуваються відповідно до їх валентності. Вільних валентностей в атомів не залишається. Атом Карбону чотиривалентний. Всі валентності атома Карбону рівнозначні.
-

3. Атоми Карбону здатні сполучатися не тільки з атомами інших хімічних елементів, а й між собою, утворюючи довгий карбоновий скелет молекули.
4. Хімічні і фізичні властивості речовини визначаються не лише якісним та кількісним складом, а й хімічною будовою їх молекул. Молекули, що мають однакові угруповання атомів, мають і схожі властивості.
5. Хімічний характер, тобто реакційна здатність атомів, що входять до складу молекули, змінюється залежно від того, з якими атомами вони зв'язані в даній молекулі.

## **§10. Основні поняття про будову атома і молекули**

**Атом** – складна система, що складається з розміщеного в центрі ядра, і електронів, що рухаються навколо нього.

**Електрон** – елементарна частина, який має найменший негативний заряд, що існує в природі ( $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл).

Маса електрона дорівнює  $9,1095 \cdot 10^{-28}$  г, тобто майже в 2000 разів менша за масу атома Гідрогену. Електрон має двоїсту природу: як матеріальна частинка і як хвиля. Кількість електронів в атомі дорівнює заряду ядра.

### **Постулати Бора**

1. Електрон може обертатися навколо ядра тільки по деяких певних орбітах які називають стаціонарними.
2. Рухаючись по стаціонарній орбіті, електрон не випромінює і не поглинає енергію.
3. Випромінювання відбувається при стрибкоподібному переході електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу. При цьому випромінюється або поглинається квант електромагнітного проміння, енергія якого дорівнює різниці енергії атома в кінцевому і вихідному станах.

Рух електрона навколо ядра описується за допомогою чотирьох квантових чисел:

1. **Головне квантове число.** Це число визначає енергію електрона в атомі, його енергетичний рівень. Позначають його буквою  $n$  і воно може приймати значення 1, 2, 3, і т.д. Якщо  $n = 1$  – це перший енергетичний рівень;  $n = 2$  – другий. З ростом  $n$  енергія електрона росте. Головне квантове число визначає і розміри електронних орбіталей (поверхні руху). Чим більше квантове число  $n$ , тим далі від

## Лабораторний практикум

ядра знаходиться електрон.

**2. Орбітальне квантове число.** Якщо електрон рухається навколо ядра і на різній відстані, то необхідно сказати по якій траєкторії. Адаже при русі любого тіла траєкторію можна визначити. Але електрон настільки мала частина (мікрочастина), а швидкість його руху настільки велика, що в даному випадку проявляються і хвильові властивості, і говорити про конкретну траєкторію неможливо. Приходиться говорити про імовірність перебування електрона в просторі навколо ядра. Уявимо собі велосипедне колесо, яке крутиться з великою швидкістю. В цьому випадку ми не бачимо якоїсь однієї спиці. Вони зливаються в суцільну поверхню. Щось подібне і при русі електрона. Поверхня навколо ядра, в якій найімовірніше (на 90%) перебування електрона називають **орбіталлю**. Форма орбіталі може бути різною. Для її характеристики використовують орбітальне квантове число. Позначається воно буквою  $l$  і може приймати значення  $0, 1 \dots n-1$ . Визначена і форма орбіталей. Значенню  $l=0$  відповідає кульова форма орбіталі – її називають **s** – орбіталлю. **s** орбіталь гантелеподібної форми: **p** – орбіталь ( $l=1$ ) і більш складної форми: **d** – орбіталь ( $l=2$ ); **f** – орбіталь ( $l=3$ ).

**3. Магнітне квантове поле.** Так як орбіталі мають різну форму, то по відношенню до ядра вони можуть бути розміщені по різному. Для визначення можливих варіантів розміщення в просторі орбіталей електрона використовують магнітне квантове число  $m$ . Воно приймає значення від  $-l$  до  $+l$ . Наприклад, при  $l=2$   $m = -2, -1, 0, 1, 2$ . Тобто **d** – орбіталь ( $l=2$ ) має п'ять можливих варіантів розміщення в просторі.

**4. Спінове квантове число.** Крім руху електрона навколо ядра він ще обертається навколо своєї осі. Так, як обертання навколо осі може бути тільки в двох напрямках (за годинниковою стрілкою і проти), то для його описання використовують спінове квантове число **S**, яке має два значення  $+\frac{1}{2}$  і  $-\frac{1}{2}$ .

Квантові числа  $n, l, m, S$  - являються характеристиками електрона. Любий електрон можна описати цими квантовими числами. Однак для кожного атома ці числа мають свої значення.

---

## Принцип Паулі

**В атомі не може бути двох електронів, які мають однакові значення всіх чотирьох квантових чисел.**

Виходячи із цього принципу можна визначити для кожного електрона його квантові числа і визначити кількість електронів на електронних рівнях (таблиця 6). Максимальну кількість електронів  $N$  на рівнях і підрівнях розраховують за формулою:

$$N=2n^2,$$

де  $n$  – головне квантове число.

**Максимальне число електронів на атомних енергетичних рівнях і підрівнях**

*Таблиця №6*

Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень	Можливі значення магнітного квантового числа $m$	Число орбіталей		Максимальне число електронів	
			в підрівні	в рівні	підрів.	рівень
<b>K</b> ( $n=1$ )	<b>s</b> ( $l=0$ )	0	1	1	2	2
<b>L</b> ( $n=2$ )	<b>s</b> ( $l=0$ )	0	1	4	2	8
	<b>p</b> ( $l=1$ )	-1; 0; +1	3		6	
<b>M</b> ( $n=3$ )	<b>s</b> ( $l=0$ )	0	1	9	2	18
	<b>p</b> ( $l=1$ )	-1; 0; +1	3		6	
	<b>d</b> ( $l=2$ )	-2; -1; 0; +1; +2	5		10	
<b>N</b> ( $n=4$ )	<b>s</b> ( $l=0$ )	0	1	16	2	32
	<b>p</b> ( $l=1$ )	-1; 0; +1	3		6	
	<b>d</b> ( $l=2$ )	-2; -1; 0; +1; +2	5		10	
	<b>f</b> ( $l=3$ )	-3; -2; -1; 0; +1; +2; +3	7		14	

### Електронні формули і електронно-структурні схеми

Для зручності зображення розміщення електронів навколо ядра використовують записи в вигляді електронних формул і електронно-структурних схем.

**Електронна формула** – це запис значень квантових чисел електронів. Наприклад, для елемента Натрію (заряд ядра 11), електронна

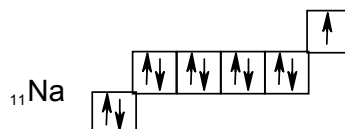


## Лабораторний практикум

формула виглядає так:  ${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ,

де: 1, 2, 3 – головні квантові числа, s, p – орбітальні квантові числа (форма орбіталі), 2, 2, 6, 1 – кількість електронів, які знаходяться на даних орбіталах (з врахуванням принципу Паулі).

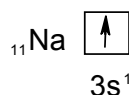
**Електронно-структурні схеми** передбачають графічне зображення розміщення електрона. При цьому, орбіталь зображається в вигляді квадратика – електронної комірки □ а електрон – стрілкою ↑. Для розділення електронних орбіталей, які належать різним енергетичним рівням, електронні комірки зміщують. Для елемента Натрію, електронно-структурна схема виглядає так:



Напрямок стрілок вказує, що електрони мають різне значення спінового квантового числа.

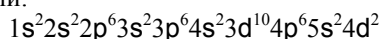
Для атомів з великою кількістю електронів такі схеми будуть досить громіздкі, тому в тих випадках зображають тільки верхні рівні, маючи на увазі, що нижчі рівні повністю заповнені.

Для Натрію це виглядає так:



### **Принципи і послідовність заповнення електронами атомних орбіталей**

Кожний електрон в атомі намагається зайняти вільну орбіталь з найнижчою енергією, що відповідає найсильнішому зв'язку електрона з ядром – принцип найменшої енергії. Ця послідовність описується **правилом Клечковського** згідно якого: **розміщення електронів по електронних рівнях проходить послідовно в порядку росту суми головного і орбітального квантових чисел ( $n + l$ ). При однакових величинах суми  $n+l$  розміщення електронів відбувається на орбіталі з більшою величиною орбітального квантового числа  $l$ .** Наприклад, для атому з зарядом ядра +40 (Zr-Цирконій), порядок заповнення слідує наступний:



Як бачимо після 3p – орбіталі заповнюється 4s – орбіталь а не 3d.

---

### Лабораторний практикум

Використаємо правило Клечковського. Для 3p – рівня:  $n + l = 3 + 2 = 5$ , для 4s- рівня:  $n + l = 4 + 0 = 4$ . В даному випадку 4s – рівень більш енергетично вигідний.

Використовуючи такий підхід визначають послідовність заповнення електронами атомних орбіталей любого атома (рис.5).

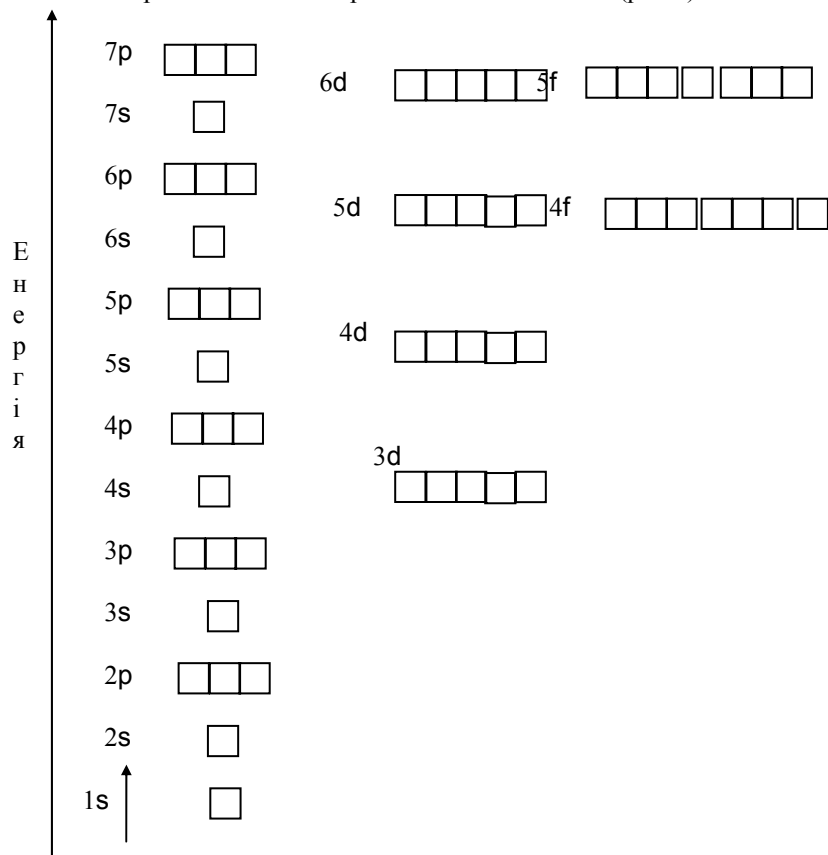


Рис. 5. Послідовність заповнення електронних енергетичних підрівнів в атомі.

## Лабораторний практикум

Розподіл електронів у межах підривня відбувається за **правилом Хунда: Стійкому стану атома відповідає такий розподіл електронів в межах енергетичного підривня, при якому абсолютне значення сумарного спіну атома максимальне.**

### **Будова атомних ядер**

Згідно з сучасним уявленням, атомні ядра складаються з протонів і нейтронів. **Протон** (від грец. протос - перший) - елементарна частинка, що має масу 1,00728 а.о.м. і позитивний заряд, що дорівнює за абсолютною величиною заряду електрона. **Нейтрон** - також є елементарною частинкою, яка не має електричного заряду; маса нейтрона становить 1,00867 а.о.м. Протон прийнято позначати символом "р", а нейтрон "n".

Сума числа протонів і числа нейтронів, які є в ядрі атома, називають **масовим числом атома** (ядра). Оскільки і протон, і нейтрон мають масу, дуже близьку до атомної одиниці маси, то масове число атома наближено виражає його атомну масу. Але число протонів дорівнює числу позитивних зарядів, тобто порядковому номеру елемента; отже, число нейтронів дорівнює різниці між масовим числом і порядковим номером елемента.

Між частинками, що утворюють ядро діють два види сил: електростатичні сили взаємного відштовхування позитивно заряджених протонів і сили притягання між усіма частинками, що входять до складу ядра, які називають **ядерними силами**. Із зростанням відстані між взаємодіючими частинками ядерні сили зменшуються значно різкіше, ніж сили електростатичної взаємодії. Тому їхня дія помітно виявляється тільки між близько розташованими частинками. При дуже малих відстанях між частинками, які становлять атомне ядро, ядерні сили притягання перевищують сили відштовхування, що викликають наявність однойменних зарядів, і забезпечують стійкість ядер.

### **Причини утворення хімічного зв'язку**

Хімічний зв'язок є результат взаємодії двох або більш атомів, що приводить до утворення стійкої багатоатомної системи. Найбільш істотною рисою хімічного зв'язку є перерозподіл електронної густини у порівнянні з простим додаванням електронної густини не зв'язаних між собою атомів. У залежності від характеру розподілу електронної густини в області зв'язаних атомів у молекулу розрізняють три основних типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний і металічний.

Природа сил, що діють у багатоатомних частинках, електрична. Всі

---

інші взаємодії між ядрами й електронами (магнітні, гравітаційні) дуже малі в порівнянні з електронно-ядерним притяганням і відштовхуванням. Причини стійкості багатоатомної частинки – у зниженні енергії при її утворенні (рис.6).

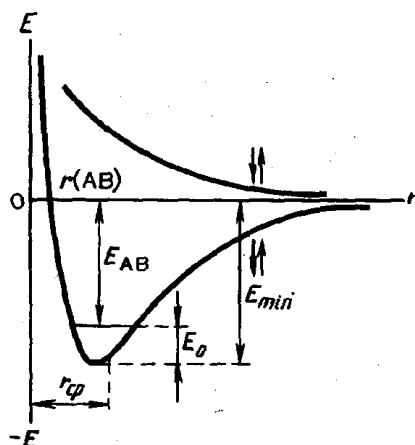


Рис.6. Зміна потенційної енергії при утворенні молекули АВ.

### Ковалентний зв'язок

При накопиченні надлишкового електронного заряду між ядрами вони притягуються, знижується енергія - утворюється двоелектронний, двоцентровий, локалізований хімічний зв'язок, який називають **ковалентним**.

Розрахунки показали, що неодмінною умовою цього є наявність антипаралельних спінів електронів; при паралельних спінах електронна густина виштовхується, енергія системи підвищується, молекула не утворюється (рис. 7.б).

Необхідно підкреслити, що утворення хімічного зв'язку зумовлено саме зниженням енергії, а не прагненням електронів до спарювання. Однак, щоб зайняти стан із мінімумом енергії, пара електронів повинна мати протилежні спіни відповідно до принципу Паулі.

Лабораторний практикум

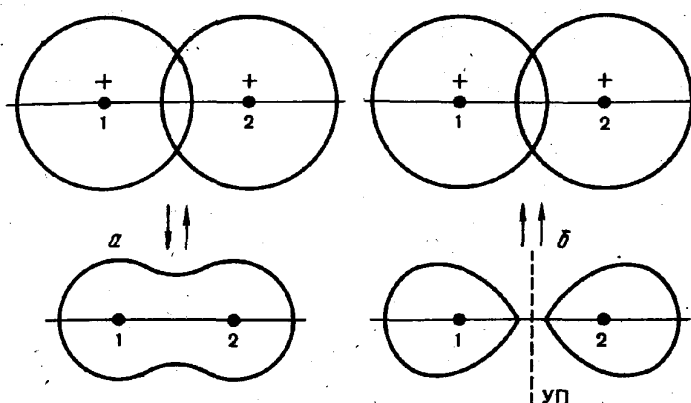
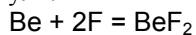


Рис.7. Зміна електронної густини при взаємодії атомів Гідрогену з антипаралельними (а) і паралельними (б) спінами (зазначений знак хвильової функції).

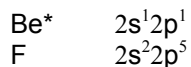
Два основних положення хімічного зв'язку формулюються таким чином:

1. Хімічний зв'язок утворюється парою електронів, що мають протилежні спіни і належать обом атомам. При утворенні зв'язку відбувається підвищення електронної густини в просторі між ядрами, що призводить до їхнього притягання.
2. Хімічний зв'язок утворюється в тому напрямку, де можливість перекривання атомних орбіталей найбільша. Чим більше перекривання атомних орбіталей, тим міцніший зв'язок.

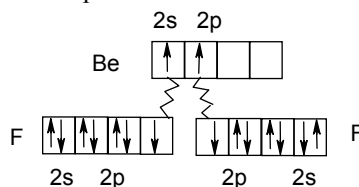
Схема утворення молекули:



Електронні конфігурації атомів Берилію (валентний стан) і Флуору:

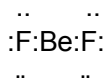


Представляємо електронні конфігурації атомів графічно і вказуємо утворення локалізованих електронних пар, тобто перекривання атомних орбіталей, хвилястою рисою:



## Лабораторний практикум

Записує електронну формулу молекули з вказівкою валентних електронів:



Заміняємо електронну пару валентною рисою і показуємо послідовність з'єднання атомів:



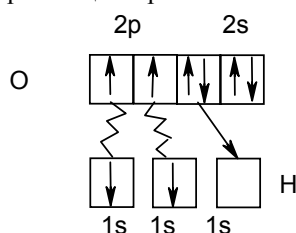
Число пар електронів, що зв'язують даний атом з іншими атомами, називають **валентністю**.

Валентність Берилію дорівнює 2, Флуору – 1.

Електронна густина у  $\text{BeF}_2$  зміщена до атому Флуору. Ступінь окиснення Флуору -1, Берилію +2.

Не менше поширеним є і **донорно-акцепторний** механізм утворення локалізованих електронних пар. Як приклад розглянемо частинку  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

На відміну від механізму спарювання, утворення загальної електронної пари за донорно-акцепторним механізмом показуємо



стрілкою, спрямованою від атома, що дає готову неподілену пару (донор), до атома (йона), що дає вільну орбіталь (акцептор).

Валентність атома Оксигену 3, атомів Гідрогену 1. Ступінь окиснення відповідно -2 і +1.

### **Одинарність і кратність ковалентного зв'язку**

Хімічне з'єднання атомів зобов'язано підвищенню електронної густини в просторі між двома ядрами в результаті взаємодії (перекриття) атомних орбіталей. Розглянемо перекриття атомних орбіталей двох атомів, використовуючи в якості лінії зв'язку вісь Z (рис. 8). Якщо хімічний зв'язок між атомами А і В здійснюється одною електронною парою, його називають **одинарним** або  $\sigma$ -зв'язком. Прикладами можуть служити молекули:  $\text{H}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Cl}_2$  (рис.8).

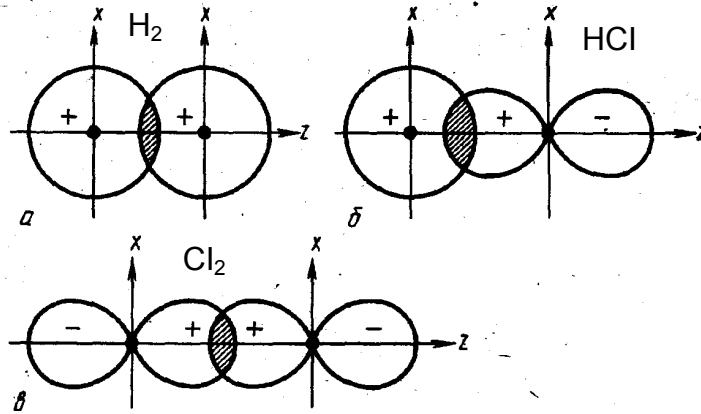


Рис. 8. Схеми перекривання атомних орбіталей при утворенні  $\sigma$ -зв'язку:  $s - s$  (а);  $s - p_z$  (б);  $p_z - p_z$  (в).

**$\sigma$ -Зв'язок** – хімічний зв'язок, що характеризується осью симетрії електронної густини.

Якщо зв'язок утворений більш, ніж одною електронною парою, він називається **кратним**. Кратність зв'язку визначається числом загальних електронних пар, що утворюють зв'язок між двома атомами. При цьому зв'язок однієї пари буде належати  $\sigma$ -зв'язку, інших –  $\pi$ -зв'язку.

Якщо через лінію зв'язку можна провести одну вузлову площину, зв'язок називають ковалентним  **$\pi$ -зв'язком**. Її можуть утворити атомні орбітали, для котрих  $m = \pm 1$ :  $p_x - p_x$ ,  $p_y - p_y$ ,  $p_x - d_{xz}$ ,  $p_y - d_{yz}$ ,  $d_{xz} - d_{xz}$ . У цьому випадку орбітали розташовані в площинах  $xz$  або  $yz$ , де і відбувається їхнє перекривання (рис. 9). Для  $m = \pm 1$  можливі чотири стани з  $s = \pm 1/2$ . Тому максимальне число  $\pi$ -зв'язків дорівнює двом. Вони розташовуються в двох взаємно перпендикулярних площинах ( $xz$ ,  $yz$ ), що забезпечує мінімальне відштовхування  $p$ -електронів один від одного і від  $s$ -електронів. Розглянемо утворення зв'язків у молекулі  $N_2$ :

Електронна формула Нітрогену  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Розподіл електронів по квантових рівнях зазначено на рис.10.а. Кожний атом має по 3 неспарених електронів і за рахунок усупільнення утворюються 3 локалізовані між ядрами електронні пари (показано хвилястою лінією). Орбіталі  $p_z$  розташовані уздовж лінії зв'язку і при перекритті

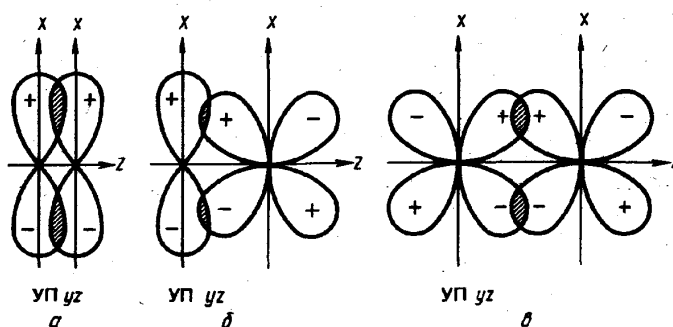


Рис. 9. Схеми перекриття атомних орбіталей при утворенні  $\pi$ -зв'язку:  $p_x - p_x$  (а);  $p_x - d_{xz}$  (б);  $d_{xz} - d_{xz}$  (в).

утворюють  $\sigma$ -зв'язок (рис.10.б). При перекриванні  $p_x$ - і  $p_y$ -орбіталей, розташованих у взаємоперпендикулярних площинах, утворяться два  $\pi$ -зв'язки (мал. 10.в):  $\pi_x$  і  $\pi_y$  (вузлові площини відповідно  $y_z$  і  $x_z$ ). Електронна формула буде наступна:

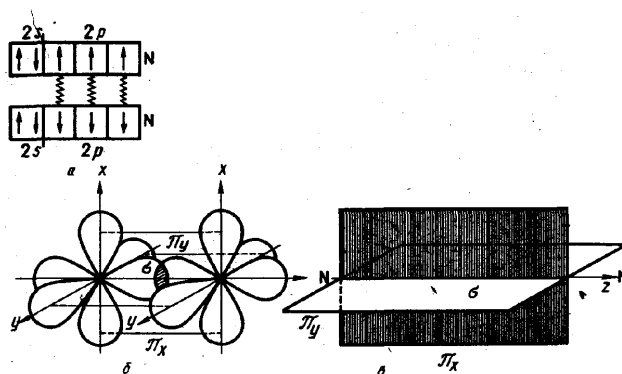


Рис.10. Схема утворення зв'язків у молекулі динітрогену.

Валентність Нітрогену дорівнює 3, ступінь окиснення і ефективний заряд – 0.

### Делокалізовані зв'язки

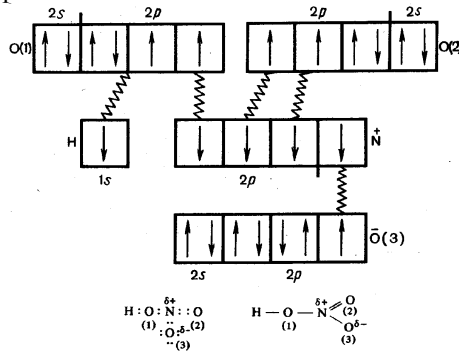
Дотепер розглядалися молекули, у котрих кожний атом зв'язаний з іншими атомами визначеним числом електронних пар. У цих випадках парі електронів можна було приписати валентну риску, а молекулі –



## Лабораторний практикум

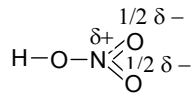
структурну формулу. Для більшості ж молекул неможливо виразити їхню будову одною валентною схемою. Розглянемо будову молекули нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ :

Перший і другий атоми Оксигену утворюють по дві локалізовані електронні пари з атомами Гідрогену і Нітрогену. Зв'язок третього атома Оксигену можна пояснити, якщо припустити, що електрон від атома Нітрогену перейшов до атома Оксигену. На атомі Нітрогену виник надлишковий позитивний заряд. Таким чином, кінцеві (другий і третій) атоми Оксигену зв'язані з атомом Нітрогену різним числом електронних пар:



Другий атом Оксигену має один  $\sigma$ - і один  $\pi$ -зв'язок, а третій – тільки  $\sigma$ -зв'язок, що начебто вказує на нерівноцінність зв'язків. Однак експериментальні дані суперечать цьому довжина зв'язку Нітроген - Оксиген у тому й іншому випадку дорівнює 0,121 нм, кути  $\text{O}(1) \text{NO}(2)$  і  $\text{O}(1) \text{NO}(3)$  також однакові. Отже, подана структурна формула  $\text{HNO}_3$  неправильно передає структуру молекули.

Тому доводиться допустити, що одна з трьох електронних пар, що зв'язують обидва кінцевих атоми Оксигену, **делокалізована** і належить в однаковій мірі обом атомам, тобто кожний із них володіє “половиною” двохелектронного зв'язку. На схемі це відбивають рисками:



Надлишковий негативний заряд необхідно також розділити навпіл між двома атомами. Отримана структурна формула є середньою, проміжною між двома крайніми структурами, що відрізняються різною локалізацією електронних пар. Вона називається мезомерною структурою і дозволяє правильно передати рівноцінність зв'язків, але валентна риска як одиниця зв'язку втрачає зміст. Кожний кінцевий

---

## Лабораторний практикум

атом Оксигену має один  $\sigma$ -зв'язок і  $1/2$   $\pi$ -зв'язку, тому кратність зв'язку дорівнює 1,5.

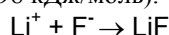
### Йонний зв'язок

Поняття “йонний зв'язок” не зовсім відповідає дійсності. Передбачалося, що йонний зв'язок здійснюється між йонами в молекулі. Однак при утворенні молекули не відбувається повної передачі електрона від одного атома до іншого. Спостерігається лише зсув електронної густини до більш електронегативного атома. Йонний зв'язок, фактично, є сильно полярним ковалентним зв'язком.

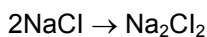
Прикладами молекул з близьким до йонного, служать галогеніди лужних металів. Для них характерні невеликі потенціали йонізації атомів лужних металів і значна спорідненість до електрона галогенів. Порівнюємо ці значення для атомів Літію і Флуору:



Перехід електрона від атома Літію до атому Флуору вимагає витрати енергії: 520 кДж (потенціал йонізації Літію) мінус 322 кДж (спорідненість до електрона) = 198 кДж. Навіть для найбільше “йонної” молекули цезій хлориду різниця енергії йонізації атома Цезію і спорідненості до електрона атома Хлору (376 і 349 кДж відповідно) складає 25 кДж/моль. Для інших молекул галогенідів лужних металів витрата енергії ще більша. Молекули ж  $\text{MeHg}$  ( $\text{Me}$  – атом лужного металу,  $\text{Hg}$  – атом галогену) стабільні, процес утворення їх супроводжується зниженням енергії. Виділення енергії зв'язано з дією електростатичних сил притягання між йонами. Витрата енергії на утворення йонів цілком компенсується. Наприклад, утворення молекули літій фториду з йонів супроводжується виділенням 575 кДж енергії, що значно більше витрат (198 кДж/моль).

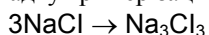


Особливістю йонного зв'язку, на відміну від ковалентного, є ненасичуваність і ненапрявленість. Причина цього в тому, що електричне поле, створюване йоном, має сферичну симетрію і діє на всі інші йони. Результатом ненапрявленості і ненасичуваності є асоціація йонних молекул, утворення димерів, тримерів і т.д. Енергія асоціації має той же порядок, що й енергія йонного зв'язку. Наприклад, у молекулі натрій хлориду енергія зв'язку дорівнює 410 кДж, при димеризації:



## Лабораторний практикум

виділяється 192 кДж, у випадку тримерізації:

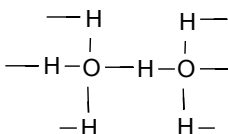


- біля 335 кДж. Кінцевим етапом взаємодії є йонний кристал, у якому катіони й аніони розташовуються упорядковано, створюючи тривимірну кристалічну ґратку. Мірою стійкості служить енергія кристалічної ґратки, що необхідна для руйнації 1 моль кристалічної речовини на йони, нескінченно віддалені один від одного.

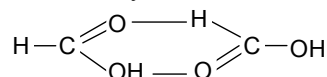
### **Водневий (гідрогенний) зв'язок**

При випарюванні або сублімації речовин долаються міжмолекулярні сили: чим вони більші, тим більша витрата енергії. Для деяких рідин теплота випарювання настільки велика, що не може бути пояснена досить слабкими (1-5 кДж/моль) Ван-дер-Ваальсовими силами. Наприклад, для води і етанолу теплота випарювання відповідно дорівнює 41 і 39 кДж/моль. Дуже значні вони і для карбонових кислот. Встановлено, що в цих випадках між молекулами поряд із силами Ван-дер-Ваальса діють водневі зв'язки (**Н – зв'язок**). **Водневий зв'язок** двох електронегативних атомів здійснюється через атом Гідрогену - водневий місток. Він звичайно виникає при взаємодії сильно полярних молекул X - Н одна з одною або з іншими полярними молекулами D - Y. Водневий зв'язок буває двох типів: міжмолекулярний і внутрішньомолекулярний.

Наприклад, у кристалі льоду атом Оксигену утворює по двох Н - зв'язки (показані точками із сусідніми молекулами води, що обумовлює тетраедричні оточення кожного атома Оксигену). Це - міжмолекулярний водневий зв'язок, що обумовлює утворення просторової структури великого числа частинок:

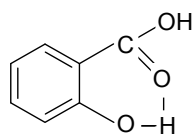


У розчині формиатної кислоти її молекули утворюють димери завдяки водневим зв'язкам O...H. У цьому випадку Н – зв'язок також міжмолекулярний, але він локалізується між двома молекулами:



Прикладом молекули з внутрішньомолекулярним водневим зв'язком служить саліцилова кислота:

---



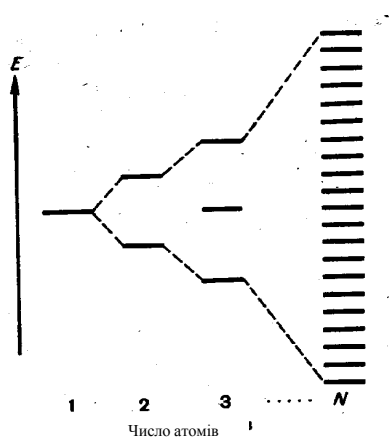
Специфічним прикладом водневого зв'язку служить йон  $\text{FHF}^-$ , що існує як самостійна частинка в кристалах  $\text{KHF}_2$ : ( $\text{F} \cdots \text{H} \cdots \text{F}$ ). У рідкому гідроген фториді і його водних розчинах між молекулами  $\text{HF}$  також діють водневі зв'язки, що обумовлюють малий ступінь дисоціації фторидної кислоти.

### Металічний зв'язок

Особливістю металічного стану речовин є висока електронна провідність і високе координаційне число атома металу. Типовими кристалічними структурами в металах служать об'ємноцентрована кубічна, гранецентрована кубічна і щільно упакована гексагональна решітки. У першій кожний атом металу оточений чотирнадцятьма сусідами, у двох інших кожний атом має дванадцять рівновіддалених сусіда. У металах частина електронів вільно переміщається по кристалі. Зв'язки між атомами не можуть бути локалізованими, тому що число їх занадто велике (12-14 зв'язків).

Енергетичні рівні в кристалі можуть бути описані в такий спосіб. Якщо атоми віддалені один від одного на нескінченно велику відстань, рівні являють собою енергетичні рівні окремих атомних орбіталей. При зближенні атомів атомні орбіталі починають взаємодіяти, кожний рівень розпливається в смугу, ширина якої увесь час зростає в міру зближення атомів. В остаточному підсумку смуги перекриваються, створюючи енергетичні зони.

Зона, зайнята валентними електронами, називається **валентною**, зона, що лежить вище валентної, зоною провідності (вакантної). Між ними в залежності від властивостей кристалічної речовини може знаходитися заборонена зона, у котрої дозволені енергетичні рівні відсутні. Якщо її ширина більше 3 eV - це діелектрик, якщо 0,1 -3 eV - напівпровідник. Якщо ж валентна зона і зона провідності перекриваються, кристал буде мати усі властивості металу. Металічну кристалічну решітку утворюють атоми металів, у яких число валентних електронів мале в порівнянні з числом енергетично близьких атомних орбіталей.



**Рис. 11.** Утворення енергетичних зон при послідовному приєднанні атомів.

### §11. Контрольні питання

1. Наведіть формулювання основних законів хімії. В чому суть сучасного підходу до закону збереження маси в хімічних реакціях і закону сталості складу?
2. Відносна густина газу за повітрям 0,138. Визначте відносну молекулярну масу газу: а) 2; б) 4; в) 16; г) 20.
3. Запишіть формулу нітроген оксиду, що відповідає такій масовій частці (%) елементів: Нітроген – 36,84; Оксиген – 63,16:  
а)  $N_2O$ ; б)  $NO$ ; в)  $N_2O_3$ ; г)  $N_2O_5$ .
4. Які гази з вказаною масою займають рівні об'єми при однакових умовах:  
а) 8г  $O_2$ ; б) 17г  $NH_3$ ; в) 22г  $CO_2$ ; г) 1г  $H_2$ ?
5. Скільки молекул міститься в молекулярному водні, що займає об'єм  $10^{-6} \text{ м}^3$  (за н. у.):  
а)  $3 \cdot 10^{20}$ ; б)  $3 \cdot 10^{24}$ ; в)  $3 \cdot 10^{23}$ ; г)  $27 \cdot 10^{18}$ ?
6. Визначте молярну масу еквівалента металу (г/моль), якщо на розчинення  $1,686 \cdot 10^{-2}$  кг металу витратилось  $1,47 \cdot 10^{-2}$  кг  $H_2SO_4$  (молярна маса еквівалента  $H_2SO_4$  рівна 49 г/моль):  
а) 43,2; б) 51,3; в) 56,3; г) 112,4.
7. Який об'єм ( $\text{м}^3$ ) (за н. у.) займе молекулярний Оксиген масою  $1,6 \cdot 10^{-2}$  кг:  
а)  $5,6 \cdot 10^{-3}$ ; б)  $11,2 \cdot 10^{-3}$ ; в)  $22,4 \cdot 10^{-3}$ ; г)  $44,8 \cdot 10^{-3}$ ?

### Лабораторний практикум

8. Яка молярна маса еквіваленту (г/моль)  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  у реакції взаємодії з еквімолекулярною кількістю гідроген хлориду:  
а) 24,1; б) 32,2; в) 48,25; г) 96,5?
9. Яку масу води (кг) треба розкласти, щоб отримати 4 кг водню?  
а) 2,25; б) 4,0; в) 4,5; г) 9?
10. Обчисліть масу (кг) водню необхідну для відновлення 4 моль купрум (II) оксиду:  
а)  $2 \cdot 10^{-3}$ ; б)  $4 \cdot 10^{-3}$ ; в)  $8 \cdot 10^{-3}$ ; г)  $16 \cdot 10^{-3}$ .
11. Складіть формули вищих оксидів елементів, що являються макроелементами в живленні рослини, і формули вищих оксидів для мікроелементів. Наведіть їх графічні формули. Визначіть характер цих оксидів (кислотні, основні, амфотерні). Напишіть можливі реакції їх взаємодії з водою.
12. Визначте заряд ядра атома елемента V групи з масовим числом 74,92:  
а) 42; б) 33; в) 74; г) 75.
13. Скільки ізоотопів у Гідрогену:  
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4?
14. Скільки ізоотопів у Флуору:  
а) 0; б) 1; в) 2; г) 3?
15. Скільки протонів і нейтронів входить до складу атома найбільш розповсюдженого ізотопу Плюмбуму:  
а) 82 і 82; б) 82 і 125; в) 82 і 126; г) 82 і 207?
16. Вкажіть ізоелектронні йони (тобто ті, які містять однакове число електронів):  
а)  $\text{Fe}^{2+}$ ; б)  $\text{Mn}^{2+}$ ; в)  $\text{Co}^{3+}$ ; г)  $\text{Ni}^{2+}$ .
17. За якою формулою можна визначити максимальне число електронів у підрівні Ca:  
а)  $2l + 1$ ; б)  $2(2l + 1)$ ; в)  $n^2$ ; г)  $2n^2$ ?
18. Яка конфігурація валентних електронів у основному стані в атомі Стануму:  
а)  $5s^1p^3$ ; б)  $5s^2p^2$ ; в)  $4d^25s^2$ ; г)  $3d^34s^2$ ?
19. Скільки вільних 3d-орбіталей в атомі Хрому:  
а) 0; б) 1; в) 2; г) 3
20. Скільки електронів знаходиться на 5d-підрівні атома Ауруму :  
а) 0; б) 1; в) 9; г) 10?
21. Скільки електронних пар у атома Хлору:  
а) 2; б) 3; в) 5; г) 8?
22. Враховуючи розміщення в періодичній системі Арсену і Вольфраму, напишіть формули гідроксидів Арсену і Вольфраму,

### Лабораторний практикум

- що відповідають їх вищим ступеням окиснення. Вкажіть характер цих гідроксидів і дайте графічне зображення формул.
23. На основі положення елементів у періодичній системі поясніть закономірну зміну стійкості сполук відповідних елементів з Гідрогеном в ряду  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{GeH}_4$ ,  $\text{SnH}_4$ ,  $\text{PbH}_4$ ;  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .
  24. Які найнижчі ступені окиснення проявляють Флуор, Оксиген Нітроген? Чому? Складіть формули сполук Магнію з цими елементами і вкажіть їх назви.
  25. Атоми яких елементів п'ятого періоду періодичної системи утворюють оксиди складу  $\text{E}_2\text{O}_5$ , що відповідає їх вищому ступеню окиснення? Складіть формули гідроксидів, що відповідають цим оксидам.
  26. Як змінюється електронегативність елементів в періодах і групах? Поставте в порядку зменшення електронегативності такі елементи: Нітроген, Оксиген, Флуор, Хлор.
  27. Складіть формули оксидів і гідроксидів елементів третього періоду періодичної системи у вищому ступені окиснення. Як змінюється кислотно-основний характер оксидів при переході від Натрію до Хлору?
  28. За ступенем окиснення атомів відповідних елементів, поясніть, який з двох гідроксидів має сильніші основні властивості:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  чи  $\text{CuOH}$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  чи  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ . Напишіть рівняння реакцій, що характеризують властивості цих гідроксидів.
  29. Вкажіть, у якого елемента в кожній із слідуєчих пар більш виражені металічні властивості:  $\text{Li}$  і  $\text{Na}$ ;  $\text{Cs}$  і  $\text{Ba}$ ;  $\text{Ca}$  і  $\text{Zn}$ . Відповідь мотивуйте.
  30. Відносні атомні маси елементів у періодичній системі безперервно збільшуються, а властивості елементів і їх сполук змінюються періодично. Чому? Дайте обґрунтовану відповідь.
  31. Ферум утворює сполуки, в яких ступінь окиснення його +2, +3, +6. Складіть формули його оксидів і гідроксидів, що відповідають цим ступеням окиснення. Дайте структурну формулу  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .
  32. Який із вказаних елементів має найбільшу електронегативність:  
а)  $\text{O}$ ; б)  $\text{N}$ ; в)  $\text{Cl}$ ; г)  $\text{S}$ ?
  33. Вкажіть молекулу, у якої частка йонного зв'язку максимальна:  
а)  $\text{KCl}$ ; б)  $\text{CaCl}_2$ ; в)  $\text{GeCl}_4$ ; г)  $\text{GaCl}_3$ .
  34. Які з атомів можуть утворювати хімічні зв'язки за донорно-акцепторним механізмом:
-

### Лабораторний практикум

- a) Cs; б) N; в) S; г) F?
35. Яка з молекул має найбільший ступінь ковалентності:  
а) LiO<sub>2</sub>; б) Li<sub>2</sub>; в) NaN; г) KCl?
36. Яка з речовин має найвищу температуру кипіння:  
а) HF; б) HCl; в) H<sub>2</sub>O; г) Ar?
37. Вкажіть молекулу, в якій атом Карбону координаційно насичений:  
а) CO<sub>2</sub>; б) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>; в) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>; г) C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.
38. Яка максимальна ступінь окиснення Нітрогену:  
а) 2; б) 3; в) 4; г) 5?

## **§12. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

### **Варіант 1**

1. Сформулюйте закон еквівалентів.
2. Поняття про електронні орбіталі. Типи орбіталей. Яка максимальна кількість електронів може знаходитись на кожній з них?
3. Який об'єм займає 1 моль будь-якого газу за нормальних умов? Визначте об'єм 0,25 моль кисню.
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Карбону, Сульфуру, Калію.
5. Визначте кількість електронів, протонів та нейтронів у атомах наведених елементів: Алюміній, Фосфор, Аргентум, Цинк. Яку валентність вони можуть проявляти в сполуках?

### **Варіант 2**

1. Сформулюйте закон сталості складу.
2. Поняття про електрон як складову частину атома.
3. Яка кількість молекул міститься у 1 моль водню ?
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Нітрогену, Оксигену, Натрію.
5. Визначте кількість електронів, протонів та нейтронів у атомах наведених елементів: Магній, Кальцій, Хлор, Купрум. Яку валентність вони можуть проявляти в сполуках?

### **Варіант 3**

1. Сформулюйте закон Авогадро. Чому дорівнює число Авогадро?
2. Поняття про ізотопи та ізобари. Радіоізотопи.
3. Визначте атомну масу тривалентного елемента, якщо його



### Лабораторний практикум

еквівалент дорівнює 9?

4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Оксигену, Неону, Кальцію.
5. Скільки літрів кисню потрібно для спалювання 10 л  $\text{H}_2\text{S}$ , якщо продуктами реакції є сірчистий ангідрид ( $\text{SO}_2$ ) та вода?

#### **Варіант 4**

1. Сформулюйте закон збереження маси.
2. Енергія йонізації, визначення та одиниці вимірювання.
3. Визначте кількість молекул у 1 г кисню.
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Флуору, Магнію, Хрому.
5. Обчисліть масову частку Оксигену оксидах:  $\text{SeO}$ ;  $\text{SeO}_2$ ;  $\text{SeO}_3$ .

#### **Варіант 5**

1. Сформулюйте закон кратних відношень.
2. Спорідненість до електрона. Електронегативність.
3. Визначте кількість моль наведених речовин, якщо їх маса дорівнює:  
а)  $\text{KNO}_2$  - 100 г; б)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  - 1 кг; в)  $\text{K}_2\text{O}$  - 200 мг.
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Натрію, Алюмінію, Сульфуру.
5. Обчисліть масову частку Сульфуру в оксидах:  $\text{SO}$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{SO}_3$ .

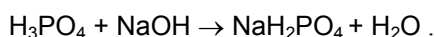
#### **Варіант 6**

1. Сформулюйте закон об'ємних відношень.
2. Зв'язок за донорно-акцепторним механізмом, визначення та механізм утворення.
3. Визначте кількість моль наведених речовин, якщо їх об'єм дорівнює:  
а)  $\text{O}_2$  - 10 мл; б)  $\text{O}_3$  - 1 л; в)  $\text{He}$  - 20 м<sup>3</sup>.
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Магнію, Фосфору, Аргону.
5. Визначте кількість електронів, протонів та нейтронів у атомах наведених елементів: Натрій, Стронцій, Хром, Манган. Яку валентність вони можуть проявляти в сполуках?

#### **Варіант 7**

1. Хімічні реакції та їх класифікація.
  2. Сформулюйте принцип Паулі.
  3. Визначте еквівалентну масу фосфатної кислоти у реакції:
-

### Лабораторний практикум



4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Алюмінію, Хлору, Феруму.
5. Обчисліть масову частку Оксигену в оксидах:  $\text{CrO}$ ;  $\text{CrO}_3$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

#### **Варіант 8**

1. Атомна маса. Поняття атомної одиниці маси.
2. Сформулюйте правила Клечковського.
3. Визначте кількість моль наведених речовин, якщо їх маса дорівнює:  
а)  $\text{KNO}_3$  - 100 г ; б)  $\text{Cl}_2$  - 1 кг; в)  $\text{Ca(OH)}_2$  - 100 мг.
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Фосфору, Калію, Мангану.
5. Визначте кількість електронів, протонів та нейтронів у атомах наведених елементів: Алюміній, Калій, Сульфур, Бром. Яку валентність вони можуть проявляти в сполуках?

#### **Варіант 9**

1. Відносна атомна маса.
2. Сформулюйте правило Гунда.
3. Визначте кількість моль наведених речовин, якщо їх маса дорівнює:  
а)  $\text{Fe(OH)}_3$ - 300 г ; б)  $\text{Ca(NO}_3)_2$  - 1,5 кг; в)  $\text{Na}_2\text{O}$  - 150 мг.
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Сульфуру, Селену, Бром.
5. Обчисліть масову частку Нітрогену в сполуках:  $\text{NO}$ ;  $\text{HNO}_2$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

#### **Варіант 10**

1. Дайте визначення поняттю “моль”.
2. Сформулюйте принцип Паулі.
3. Визначте масу та об'єм 5 молекул  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{O}_2$ ;  $\text{O}_3$ .
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Хлору, Кальцію, Ванадію.
5. Визначте кількість електронів, протонів та нейтронів у атомах наведених елементів: Фосфор, Купрум, Цинк, Натрій. Яку валентність вони можуть проявляти в сполуках?

#### **Варіант 11**

1. Дайте визначення поняттю “молярна маса”.
2. Квантові числа та будова атома.
3. Скільки літрів кисню потрібно для спалювання 15 л водню ?

### Лабораторний практикум

4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Бору, Калію, Кобальту.
5. Обчисліть масову частку Мангану в сполуках:  $MnO$ ;  $KMnO_4$ ;  $Mn_2O_7$ .

#### **Варіант 12**

1. Дайте визначення поняттю “валентність”.
2. Поняття про йонний зв'язок та механізм його утворення.
3. Визначте масу та об'єм 8 молекул  $SO_2$ ;  $N_2$ .
4. Напишіть електронні та електронно-структурні схеми Карбону, Кальцію, Купруму.
5. Визначте кількість електронів, протонів та нейтронів у атомах наведених елементів: Карбон, Хром, Бром, Станум. Яку валентність вони можуть проявляти в сполуках?

#### **Варіант 13**

1. Дайте визначення поняттю “еквівалент”.
2. Ковалентний зв'язок, визначення та механізм утворення.
3. Визначте кількість моль наведених речовин, якщо їх маса дорівнює:  
а)  $Ba(NO_3)_2$  - 250 г ; б)  $CaO$  - 2 кг; в)  $ZnCl_2$  - 300 мг.
4. Напишіть електронну формулу та електронно-структурні схеми Купруму, Селену, Аргону.
5. Обчисліть масову частку Карбону в сполуках:  $CO$ ;  $CO_2$ ;  $H_2CO_3$ .

#### **Варіант 14**

1. Дайте визначення поняттю “еквівалентна маса”.
  2. Металічний зв'язок, визначення та механізм утворення.
  3. Визначте об'єм та масу 10 молекул водню, неону, кисню.
  4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Нітрогену, Сульфуру, Цинку.
  5. Визначте кількість електронів, протонів та нейтронів у атомах наведених елементів: Манган, Калій, Хром, Купрум. Яку валентність вони можуть проявляти в сполуках?
-

**Варіант 15**

1. Поняття про хімічний знак, хімічну формулу та рівняння хімічної реакції.
2. Водневий зв'язок, визначення та механізм утворення.
3. Визначте еквівалентну масу кислот:  $\text{HCl}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$  .
4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Літію, Флуору, Хрому.
5. При взаємодії 4 г металу з водою виділилося 0,1 моль водню. Який метал було взято?

---

---

---



## **Розділ II. НЕОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ. ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ**

### **Теоретична частина**

### **§13. Класифікація простих речовин**

#### **Метали**

за агрегатним станом:

тверді – Fe, Zn ...

рідкі – Hg

за густиною:

легкі (до  $5 \text{ г/см}^3$ ) – Li, Ba, Ca ...

важкі ( $> 5 \text{ г/см}^3$ ) – Os, Fe, Cr ...

за стійкістю ядер:

радіоактивні – Fr, Ra, Am ...

нерадіоактивні – Hg, Zn, Cu ...

за хімічними властивостями:

лужні – Na, K, Ra, Cs, Fr ...

лужноземельні – Mg, Ca, Sr, Be ...

перехідні – Sc, Ti, V ...

рідкісноземельні – Sc, Ac, La, Ce ...

лантаноїди – Ce, Nd, Sm ...

актиноїди – Th, Pa, U, Pl ...

благородні – Pd, Ag, Os, Ir, Pt, Au ...

амфотерні – Zn, Al, Cr ...

#### **Неметали**

за агрегатним станом:

тверді – I<sub>2</sub>, S, P, B

рідкі – Br<sub>2</sub>

газоподібні – Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>

---

Лабораторний практикум

за стійкістю ядер:

радіоактивні – Rn

нерадіоактивні – O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>

за хімічними властивостями:

інертні (благородні) гази – Ne, Ar

галогени – F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> ...

халькогени – O<sub>2</sub>, S ...

## §14. Класифікація складних речовин

### Окисні (оксиди)

За хімічними властивостями:

Основні – Na<sub>2</sub>O, CaO, FeO ...

Кислотні – SO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub> ...

Амфотерні – Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ZnO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ...

За властивостями утворювати солі:

Солетворні – P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>O ...

Несолетворні (індіферентні) – CO, N<sub>2</sub>O, NO ...

### Основи (гідроксиди)

За розчинністю у воді:

Розчинні у воді (луги) – LiOH, NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>

Нерозчинні у воді – Fe(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>

За хімічними властивостями:

Амфотерні – Al(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub> ...

За кількістю гідроксогруп:

Однокислотні – NaOH, KOH ...

Багатокислотні – Ca(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub> ...

Лабораторний практикум

**Кислоти**

**За кількістю йонів Гідрогену, на які дисоціюють:**

**Одноосновні** –  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_2$  ...

**Багатоосновні** –  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  ...

**За наявністю в молекулі атомів Оксигену:**

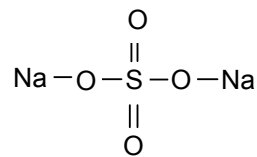
**Оксигеновмісні** –  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ...

**Безоксигенні** –  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  ...

**Солі**

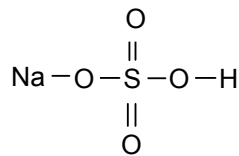
**Середні** (нормальні): продукт повного заміщення йонів Гідрогену в кислоті на йон металу.

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  – натрій сульфат



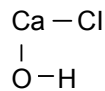
**Кислі:** продукт неповного заміщення йонів Гідрогену в багатоосновних кислотах на йон металу.

$\text{NaHSO}_4$  – натрій гідроген сульфат



**Основні:** продукт неповного заміщення гідроксильних груп в багатокислотних гідроксидах на кислотний залишок.

$\text{CaOHCl}$  – кальцій гідроксидхлорид

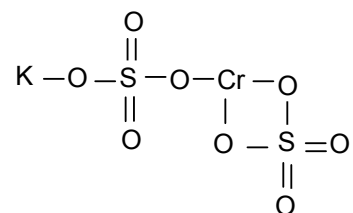


**Подвійні:** мають катіони різних металів.

$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$  – калій хром III сульфат

---

## Лабораторний практикум



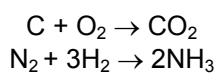
**Комплексні:** дають при дисоціації складні йони.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – калій гексаціаноферат (II)

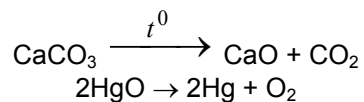
### §15. Типи хімічних реакцій

**За ознакою зміни кількості вихідних і кінцевих речовин:**

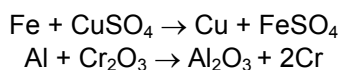
#### Сполучення



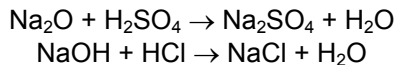
#### Розкладу



#### Заміщення



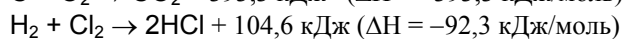
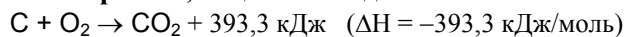
#### Обміну



(Реакція обміну між гідроксидами і кислотами – реакція нейтралізації)

**За виділенням чи поглинанням тепла:**

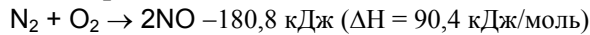
**Екзотермічні**, якщо тепло виділяється





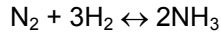
## Лабораторний практикум

**Ендотермічні**, якщо тепло поглинається

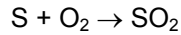


**За ознакою оборотності:**

**Оборотні**, що йдуть в обох напрямках

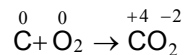


**Необоротні**, відбуваються до кінця, до повного перетворення вихідних речовин у кінцеві

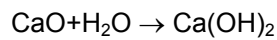


**За ознакою зміни ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин**

**Окисно-відновні**



**Без зміни ступені окиснення**



## §16. Експериментальні дослідження

### 1. Розділення механічних сумішей

**Обладнання та реактиви:** склянки, чашки, електроплитка, магніт, скляні палички, терези, пісок, залізо, калій нітрат, амоній хлорид.

#### 1.1. Розділення суміші заліза і сірки

Зважте з точністю до 0,01 г порошку заліза масою 2 г і таку ж масу порошку сірки. Перемішайте дані речовини. Висипте суміш і за допомогою магніту розділіть суміш. Зважте розділені компоненти і визначте ступінь очищення. Змішайте компоненти знову і висипте в воду, перемішайте скляною паличкою. Сірка спливла на поверхню, поясніть причину. Зберіть сірку і просушіть. Злийте воду з заліза, просушіть його. Зважте компоненти. Визначте ступінь очищення компонентів (як відношення маси після очистки до початкової маси – у відсотках).

#### 1.2. Розділення суміші піску та калій нітрату

Зважте з точністю до 0,01 г 1 г калій нітрату та перемішайте його з піском, приблизно такої ж маси. Висипте суміш в склянку з водою і

---

## Лабораторний практикум

розчинить. Розчин відфільтруйте і перелийте у попередньо зважену фарфорову чашку. Випаруйте досуха вміст чашки, дайте їй охолонути до кімнатної температури і зважте. Обчисліть масу калій нітрату в чашці. Обчисліть ступінь очищення калій нітрату.

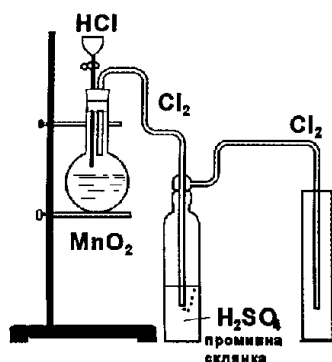
### **1.3. Розділення суміші піску та амоній хлориду**

Зважте з точністю до 0,01 г 0,1 г амоній хлориду і перемішайте з такою ж масою піску. Суміш висипте в суху зважену фарфорову чашку і нагрівайте. Що спостерігаєте? Нагрівайте чашку поки не припиниться виділення білого диму. Охолодіть чашку і зважте. Обчисліть масу компоненту у чашці. Розрахуйте масу амоній хлориду, що сублимувався. Обчисліть ступінь очищення амоній хлориду.

## **2. Добування газів та визначення їх молекулярної маси**

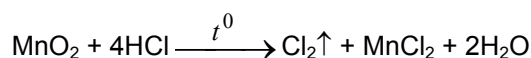
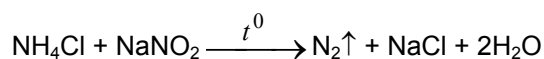
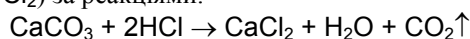
**Обладнання та реактиви:** колби Вюрца, промивні склянки, корки, колби на 300–500 мл, скляні та гумові трубки, терези, мірні циліндри, лійки, ареометр, термометри, мармур, амоній хлорид манган (IV) оксид, хлоридна кислота, натрій нітрит.

Зберіть установку для добування газів, що включає колбу Вюрца, промивну склянку з водою, промивну склянку з сульфатною кислотою, газовідвідну трубку. Для добування газу в колбу насипте солі, з якої будете добувати газ, заливайте другий компонент, реакція між ними дає відповідний газ. Закрийте колбу корком. Газ через газовідвідну трубку промивається в промивній склянці з водою, осушується в промивній склянці з концентрованою сульфатною кислотою і через газовідвідну трубку поступає для подальшого вивчення. Добування і вивчення газів здійснюйте у витяжній шафі. При необхідності реагуючу суміш нагрівайте.



**Рис. 12. Прилад для добування газів.**

Отримайте завдання на добування і визначення молекулярної маси газу ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ) за реакціями:



Розрахуйте маси солей ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{MnO}_2$ ), необхідні для добування 5 л газу при 80 процентному виході. Зважте необхідну кількість солі і засипте в колбу Вюрца. Через лійку залийте в колбу Вюрца другий компонент реакції в кількості 1,5 від розрахункової. Закрийте колбу корком. Попередньо зважте з точністю 0,01 г ( $m$ ) колбу об'ємом 0,5 л і заповніть її газом, що виділяється. Закрийте корком і знову зважте ( $m_1$ ). Залийте іншою водою до нижнього краю корка. Вилийте воду в мірний циліндр і заміряйте її об'єм ( $V$ , мл). Приведіть об'єм повітря в колбі до нормальних умов:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P}{T}; \quad V_0 = \frac{V \cdot P \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$$

$V$  – об'єм газу, виміряний з використанням води, мл.

$P$  – атмосферний тиск в приміщенні, Па.

$T$  – температура в приміщенні, К.

$P_0 = 101325 \text{ Па}$   
 $T_0 = 273 \text{ К}$  } **нормальні умови**

Маса 1 м<sup>3</sup> повітря за нормальних умов  $1,293 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ .

Маса повітря в колбі,  $m_n$ :

### Лабораторний практикум

$$m_n = V_0 \cdot 1,293 \cdot 10^{-3} \text{ г.}$$

Маса колби без повітря,  $m_k$ :

$$m_k = m - m_n$$

Маса газу в колбі,  $m_r$ :

$$m_r = m_1 - m_k$$

Густина газу за повітрям,  $D_r$ :

$$D_r = m_r / m_n$$

Молекулярна маса газу,  $M_{r_{\text{екс}}}$  :

$$M_{r_{\text{екс}}} = 28,98 \cdot D_r$$

Порівняйте одержаний результат з молекулярною масою газу, обчисленою за атомними масами  $M_{r_{\text{теор}}}$  і розрахуйте відносну похибку

$$d = \frac{M_{r_{\text{теор}}} - M_{r_{\text{експ}}}}{M_{r_{\text{теор}}}} \cdot 100\%$$

Результат запишіть в таблицю:

#### Результати експериментальних досліджень

Таблиця №7

Газ	Маса колби з повітрям, г	Об'єм колби, мл	Об'єм повітря, мл	Маса колби, г	Маса колби з газом, г	Маса газу, г	Густина газу, $D_r$	Молекулярна маса		Відносна похибка, %
								експ	теор	
	$m$ , г	$V$ , мл	$V_0$ , мл	$m_k$ , г	$m_1$ , г	$m_r$ , г	$D_r$	$M_{r_{\text{експ}}}$	$M_{r_{\text{теор}}}$	$\delta$ , %

### 3. Визначення молярної маси еквівалента металу

**Обладнання та реактиви:** барометр, термометр, бюретки, пробірки, корки з газовідвідними трубками, гумові трубки, терези, цинк, хлоридна кислота.

Зберіть установку для визначення молярної маси еквівалента металу. Закріпіть в штативі бюретку, кінець якої гумовою трубкою з'єднайте з нижнім кінцем лійки, щоб утворити сполучені судини. У закріплену бюретку вставте корок з скляною трубкою, яку гумовою трубкою з'єднайте з газовідвідною трубкою пробірки із 5 мл кислоти (1:1). Через лійку налейте води таким об'ємом, щоб її рівень в закріпленій бюретці був на нульовій позначці. Зважте 0,09-0,11 г цинку. Наважку цинку киньте в пробірку з кислотою і негайно закрийте про-

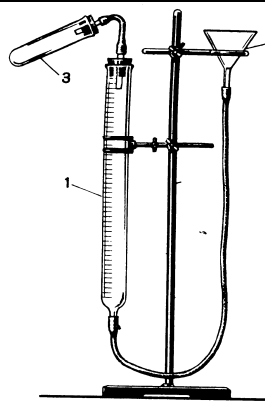
### Лабораторний практикум

бірку корком з газовідвідною трубкою, що з'єднана з бюреткою. Газ, що виділяється, витісне воду з бюретки. Коли реакція закінчиться (припиниться виділення бульбашок в реакційній пробірці) залишіть пристрій для охолодження до кімнатної температури. Запишіть об'єм газу в бюретці, температуру в приміщенні і покази барометра. Приведіть об'єм водню, що виділився, до нормальних умов.

**Довідкова таблиця: парціальний тиск водяних парів**

*Таблиця №8*

$t^{\circ}\text{C}$	15	16	17	18	19	20	21	22	23
$P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{Па}$	1702	1809	1928	2061	2194	2328	2473	2633	2806
$t^{\circ}\text{C}$	24	25	26	27	28	29	30		
$P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{Па}$	2979	3165	3351	3551	3763	3990	4229		



$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P}{T}$$

$$V_0 = \frac{V \cdot P \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$$

$$\left. \begin{aligned} P_0 &= 101325 \text{ Па} \\ T_0 &= 273 \text{ К} \end{aligned} \right\} \text{нормальні умови}$$

ви

$V$  – об'єм води в бюретці

$P$  – тиск водню

$P = P_1 - P_{\text{H}_2\text{O}}$ , де

$P_1$  – показання барометру, Па,

$P_{\text{H}_2\text{O}}$  – парціальний тиск водяних

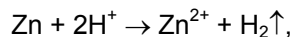
парів у бюретці при температурі в приміщенні  $T$ , Па.

**Рис.13. Прилад для визначення еквівалента металу**

1 – бюретка; 2 – лійка;

3 – реакційна пробірка;

Хімічна реакція:



звідси молярна маса еквіваленту цинку:

$m_{\text{Zn}}$ , г цинку витісняє  $V_0$  л водню

$E_{\text{m Zn}}$  витісняє 0,112 л водню

$$E_{\text{m Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}} \cdot 0,112}{V_0} \text{ г.}$$

Порівняйте експериментальне значення  $E_{\text{m Zn}}$  з теоретичним ( $E_{\text{m}} = A_r/B$ ), обчисліть похибку

## Лабораторний практикум

$$D = \frac{E_{m_{\text{теор}}} - E_{m_{\text{експ}}}}{E_{m_{\text{теор}}}} \cdot 100\%$$

Результати занесіть до таблиці:

### Результати експериментальних досліджень

Таблиця №9

Метал,	На- важка	Об'єм водню	Темпе- ратура	Тиск атмос- фери	Тиск парціаль- ний	Об'єм водню н.у.	Молярна маса еквівалента		Відносна похибка
							$E_{m_{\text{експ}}}$	$E_{m_{\text{теор}}}$	
формула	м, г	V, л	T, К	P, Па	$P_{\text{H}_2\text{O}}$ , Па	$V_0$ , л			$\delta$ , %

## 4. Класи неорганічних речовин і хімічних реакцій

**Обладнання і реактиви:** пробірки, фарфорові чашки, лужні метали, розчини неорганічних кислот, розчини лугів, цинк, калій перманганат кристалічний, алюміній сульфат, калій йодид, амоній гідроксид, хлорна вода, фенолфталеїн, лакмус, крохмаль, купрум II сульфат, залізо.

### 4.1. Добування кисню

Насипте в пробірку кристалічного калій перманганату висотою 0,5 см і нагрівайте. За допомогою тліючої скіпки дослідіть газ, що виділяється. Що спостерігаєте?

Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновок про методи добування простих речовин. Розрахуйте масу перманганату для добування 100 л кисню при 80% виході.

### 4.2. Взаємодія лужних металів з водою

Візьміть маленький шматочок лужного металу і опустіть в фарфорову чашку, наповнену водою з двома краплями фенолфталеїну. Що спостерігаєте? Зробіть висновок про методи одержання гідроксидів.

### 4.3. Властивості окиснів

Дано окисні:  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ .

Які з них реагуватимуть: а) з водою; б) з хлоридною кислотою; в) з розчином натрій гідроксиду? Напишіть рівняння реакцій. Проведіть класифікацію окиснів.

Проведіть реакцію між кальцій оксидом і водою; кальцій оксидом і хлоридною кислотою. Що спостерігаєте? До якого типу відносяться ці реакції?

#### 4.4. Реакція нейтралізації

Які реакції називаємо реакціями нейтралізації? Користуючись набором реактивів проведіть дві, три реакції нейтралізації. Використайте індикатори. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакцій. Розрахуйте масу хлоридної кислоти для нейтралізації 50 г калій гідроксиду.

#### 4.5. Добування і властивості алюміній гідроксиду

Користуючись алюміній сульфатом і амоній гідроксидом одержить білий осад. Що це за сполука? До якого типу треба віднести цю реакцію? Розділіть цей осад на дві частини. До однієї долийте натрій гідроксид, до другої – сульфатну кислоту. Що спостерігаєте? На які властивості вказують результати проведені реакцій? Напишіть рівняння реакцій, до якого типу вони відносяться?

#### 4.6. Взаємодія кислот з металами

У пробірку налийте 2-3 краплі хлоридної кислоти і киньте шматочок цинку. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції. Які метали і з яких кислот можуть витиснути Гідроген? До якого типу відносяться дані реакції?

#### 4.7. Взаємодія солей з металами і неметалами

У розчин купрум II сульфату опустіть шматочок заліза. Що спостерігаєте? До розчину калій йодиду долийте хлорної води. Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновок, в яких випадках солі взаємодіють з металами і неметалами.

### §17. Контрольні питання

1. Які з наведених елементів утворюють основні оксиди:  
а) В; б) S; в) Ва; г) Cu?
  2. Які речовини можуть бути використані як осушувачі газів  $Cl_2$  і  $SO_3$ :  
а)  $Ca(OH)_2$ ; б)  $NaOH$ ; в)  $H_2SO_4$  (конц.); г)  $P_2O_5$ ?
  3. В якому з вказаних випадків за певних умов утворюється сіль:  
а)  $N_2O_5 + SO_3$ ; в)  $CaO + K_2O$ ;  
б)  $CO_2 + C$ ; г)  $H_2SO_4 + NH_3$ ?
  4. В яких реакціях утворюється кислота:  
а)  $SO_2 + H_2O$ ; в)  $FeSO_4 + KOH$ ;  
б)  $CO_2 + MgO$ ; г)  $NaCl + H_2SO_4$ ?
  5. Напишіть молекулярні і графічні формули цинк нітрату, алюміній карбонату, цезій сульфату, кальцій діоксоалюмінату.
-

### Лабораторний практикум

6. При написанні якої формули допущено помилку:  
а)  $(\text{AlOH})_3(\text{PO}_3)_4$ ; в)  $\text{Al}(\text{HSO}_3)_3$ ;  
б)  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{SO}_4$ ; г)  $\text{AlOHCO}_3$ ?
7. Складіть рівняння реакцій, які характеризують амфотерність алюміній оксиду і станум (IV) оксиду.
8. Наведіть можливі рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:  $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{AgOH} \rightarrow \text{AgH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$ .
9. Напишіть кислотні залишки перерахованих солей і вкажіть їх заряд:  $\text{Al}_2(\text{CrO}_4)_3$ ;  $\text{Sr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ ;  $\text{NaHMoO}_4$ ;  $\text{TiOHNO}_2$ ;  $(\text{ZnOH})_2\text{SiO}_3$ .
10. Чи будуть взаємодіяти безпосередньо у водному розчині:  
а)  $\text{MgO} + \text{KOH}$ ; в)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{ZnO}$ ;  
б)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$ ; г)  $\text{PbO} + \text{NaOH}$ ?

## **§18. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

### **Варіант 1**

1. Напишіть структурні формули літій, хлор(VII), фосфор(V), карбон(IV) оксидів.
2. Назвіть сполуки:  $\text{HBr}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{KOH}$ .
3. Опишіть методи одержання солей.
4. Як здійснити такі перетворення:  
$$\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$$
5. Вирахуйте об'єм водню, який утворюється при взаємодії цинку з 400 г 60 % розчину сульфатної кислоти.

### **Варіант 2**

1. Напишіть структурні формули калій, кальцій, алюміній, сульфур(IV) оксидів.
2. Назвіть сполуки:  $\text{HI}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .
3. Опишіть методи одержання кислот.
4. Як здійснити такі перетворення:  
$$\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$$
5. Скільки моль  $\text{CO}_2$  утворюється при згоранні 4 г вуглецю ?

### **Варіант 3**

1. Напишіть структурні формули натрій сульфату, алюміній нітрату, кальцій фосфату, води.
2. Назвіть сполуки:  $\text{CaO}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



### Лабораторний практикум

3. Опишіть методи одержання гідроксидів.
4. Як здійснити такі перетворення:  
$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P.$$
5. Який об'єм кисню (н.у.) виділиться при розкладі 5 моль бертолетової солі?

#### Варіант 4

1. Напишіть структурні формули калій сульфату, кальцій нітрату, алюміній фосфату, нітритної кислоти.
2. Назвіть сполуки:  $Mg(OH)Cl$ ,  $K_2O_2$ ,  $Fe(OH)_2$ ,  $H_2SiO_3$ .
3. Опишіть методи одержання оксидів.
4. Як здійснити такі перетворення:  
$$NaOH \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2.$$
5. В якій кількості селітри міститься стільки Калію, скільки у 3 моль калій хлориду?

#### Варіант 5

1. Напишіть структурні формули калій фосфату, калій гідрогенфосфату, калій дигідрогенфосфату, сульфатної кислоти.
2. Назвіть сполуки:  $H_2SO_3$ ,  $CaSO_4$ ,  $SiO_2$ ,  $Cr(OH)_3$ .
3. Опишіть методи одержання і хімічні властивості простих сполук.
4. Як здійснити такі перетворення:  
$$C \rightarrow CO \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2.$$
5. Людина за рік споживає 6 кг натрій хлориду. Вирахуйте, який об'єм хлору (н.у.) можна одержати з даної кількості солі електролізом розплаву її солі.

#### Варіант 6

1. Напишіть структурні формули калій карбонату, натрій гідрогенкарбонату, алюміній гідроксиду, кальцій оксиду.
2. Назвіть сполуки:  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $HClO_3$ ,  $SnO_2$ ,  $Mg(OH)_2$ .
3. Опишіть хімічні властивості кислот - окисників.
4. Як здійснити такі перетворення:  
$$Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow MgCO_3.$$
5. За добу людина видихає всередньому  $0,6 \text{ м}^3$  вуглекислого газу. Скільки Карбону окиснюється в організмі людини за дві доби?

#### Варіант 7

1. Напишіть структурні формули натрій карбонату, калій гідроген-
-

### Лабораторний практикум

сульфату, гашеного вапна, кальцій карбїду.

2. Назвіть сполуки:  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ .
3. Опишіть хїмічні властивості кислот - неокисників.
4. Як здійснити такі перетворення:  
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .
5. Для одержання водню використовують електроліз води за схемою:  $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\uparrow$ . Який об'єм водню (н.у.) можна одержати при розкладі 27 г води ?

### Варіант 8

1. Напишіть структурні формули амоній дихромату, натрій нітрату, алюміній хлориду, ферум (II) сульфату.
2. Назвіть сполуки:  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .
3. Опишіть хїмічні властивості амфотерних гїдроксидів.
4. Як здійснити такі перетворення:  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2$ .
5. Атоми Натрію, Сульфуру і Оксигену входять до складу речовини у масових співвідношеннях 23:16:32. Визначіть молекулярну масу речовини.

### Варіант 9

1. Напишіть структурні формули хром (III) оксиду, магній сульфату, нітратної кислоти, ферум (III) гїдроксиду.
2. Назвіть сполуки:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaMnO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .
3. Опишіть хїмічні властивості амфотерних оксидів.
4. Як здійснити такі перетворення:  
 $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaO}$ .
5. Для дезинфекції використовують сульфур (IV) оксид. Скільки необхідно спалити сірки, щоб одержати 1 м<sup>3</sup> сульфур (IV) оксиду.

### Варіант 10

1. Напишіть структурні формули води, їдкоого натру, кухонної солі, сульфатної кислоти.
2. Назвіть сполуки:  $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
3. Опишіть хїмічні властивості кислотних оксидів.
4. Як здійснити такі перетворення:  
 $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .
5. Скільки моль калій гїдроксиду прореагувало з сульфатною кислотою, якщо утворилося 0,9 г води ?

### Варіант 11

### Лабораторний практикум

1. Напишіть структурні формули ортофосфатної кислоти, натрій гідрогенкарбонату, алюміній оксиду, ферум (II) оксиду.
2. Назвіть сполуки:  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .
3. Опишіть хімічні властивості основних оксидів.
4. Як здійснити такі перетворення:  
 $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ .
5. Який об'єм водню виділиться, якщо в розчин 36 % хлоридної кислоти внести 9 г алюмінію?

### **Варіант 12**

1. Напишіть структурні формули натрій гідрогенсульфату, нітритної кислоти, ферум (III) гідроксокарбонату, гідроген пероксиду.
2. Назвіть сполуки:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ .
3. Опишіть хімічні властивості кислот.
4. Як здійснити такі перетворення:  
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$ .
5. Який об'єм карбон (IV) оксиду (н.у.) виділиться при випалюванні 5 моль вапняку, який містить 10 % домішок ?

### **Варіант 13**

1. Напишіть структурні формули калій дихромату, перхлоратної кислоти, дигідроген сульфїду, купрум (II) сульфату.
2. Назвіть сполуки:  $\text{SnO}$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ .
3. Опишіть хімічні властивості гідроксидів.
4. Як здійснити такі перетворення:  
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnS}$ .
5. 3 6,72 л кисню одержали озон. Скільки моль озону утворилося?

### **Варіант 14**

1. Напишіть структурні формули літій карбонату, ферум (III) оксиду, силікатної кислоти, кальцій гідроксиду.
2. Назвіть сполуки:  $\text{HgO}$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{HMnO}_4$ .
3. Опишіть хімічні властивості солей.
4. Як здійснити такі перетворення:  
 $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .
5. Для відновлення Купруму з купрум (II) оксиду використали 6,75 л водню (н.у.). Скільки грамів міді виділилось?

### **Варіант 15**

1. Напишіть структурні формули їдкоого калі, калій манганату, су-
-

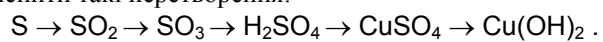
### Лабораторний практикум

льфітної кислоти, карбон (II) оксиду.

2. Назвіть сполуки:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ .

3. Опишіть хімічні властивості оксидів.

4. Як здійснити такі перетворення:



5. Скільки моль натрій гідроксиду прореагувало з хлоридною кислотою, якщо утворилося 0,25 моль води?

---

---

---

---

---



## Розділ III. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

### Теоретична частина

#### §19. Основні поняття хімічної термодинаміки

**Хімічна термодинаміка** – розділ хімії, що вивчає можливість самовільного протікання хімічної реакції, границь її протікання, взаємних переходів різних форм енергії.

**Система** – люба вибрана сукупність речовин, що відділена від зовнішнього середовища поверхнею розділу, границею реальною чи умовною. **Відкрита система** може обмінюватися з оточуючим середовищем енергією і речовиною. **Закрита система** обмінюється з середовищем тільки енергією. **Ізольована система** не може обмінюватись з середовищем ні речовиною, ні енергією.

**Фаза** – сукупність всіх однорідних частин системи розділених чіткою і визначеною поверхнею розділу.

**Компонент** – незалежна складова частина, мінімальним числом якого може бути фаза. **Число компонентів** у хімічних системах дорівнює числу складових її речовин за вирахуванням числа незалежних реакцій, що можуть проходити в системі.

Рівноважена система характеризується **числом ступенів вільності** – кількістю параметрів або незалежних змінних, які можна змінювати не порушуючи рівноваги системи. Для визначення числа ступенів вільності користуються **правилом фаз Гіббса**: у рівноваженій термодинамічній системі, на яку впливає тільки температура і тиск, число ступенів вільності (С) дорівнює числу незалежних компонентів (К) мінус число фаз (Ф) плюс два:

$$C = K - \Phi + 2.$$

Наприклад, система складається з води і водяної пари  $K=1$ ,  $\Phi=2$ ;  $C=1-2+2=1$ . Це означає, що в даній системі рівновага не порушиться, якщо змінювати один параметр, тиск чи температуру в певних границях.

**Внутрішня енергія** – це певна енергія частинок, що складають дану речовину. У неї входять всі види енергії руху частинок (коливання, обертання поступового руху) і енергія взаємодії частинок між со-

---

## Лабораторний практикум

бою. Внутрішня енергія речовини залежить від її стану. Абсолютного значення внутрішньої енергії визначити неможливо, а про її зміну ( $\Delta U = U_2 - U_1$ ) судять за кількістю тепла, що виділяється чи поглинається при даному процесі. Але зміна внутрішньої енергії не дорівнює цій теплоті. При багатьох випадках система здійснює роботу ( $A$ ). Тому **тепло, що підводиться до системи витрачається на зміну внутрішньої енергії системи і здійснення нею роботи проти зовнішніх сил:**  $Q = \Delta U + A$  – **перший закон термодинаміки**. Існують процеси при яких теплота поглинається системою (**ендотермічні**), в других випадках тепло виділяється (**екзотермічні**). У хімії більшість реакцій проходить при постійному тиску (ізобарний процес) і зміні об'єму. Тоді:

$$\begin{aligned} Q &= \Delta U + A, \\ A &= pV = p(V_2 - V_1), \\ Q &= U_2 - U_1 + pV_2 - pV_1 = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1). \end{aligned}$$

Величина  $U + pV = H$  – названа ентальпією.

**Ентальпія** – характеризує енергію системи, включаючи енергію, що зв'язана з роботою при зміні об'єму; - це запас енергії речовини при заданій температурі і тиску. Як внутрішню енергію, так і ентальпію виміряти неможливо, виміру піддається лише зміна цих параметрів. Так як ці параметри залежать не тільки від природи речовин, а і від температури, концентрації, тиску то вимір їх, для можливості порівняння, проводять при стандартних умовах:

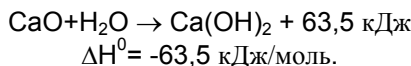
$$P = 101,3 \text{ кПа},$$

$$C = 1 \text{ моль/1000г розчинника},$$

і позначають  $\Delta H^0$  (дельта аш стандартне)

**Розділ хімії, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій називається термохімією.**

**Хімічні рівняння в яких вказано і теплові ефекти називають термохімічними.**

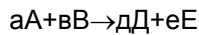


Так, як ентальпія є функцією стану, тепловий ефект реакції не залежить від шляху її здійснення, а залежить від початкового і кінцевого стану речовин – **закон Гесса – основний закон термохімії.**

Тепловий ефект реакції утворення 1 моль складної речовини з простих речовин називають **ентальпією утворення речовини**  $\Delta H^0_{\text{утв}}$ .

## Лабораторний практикум

Як **наслідок закону Гесса**: тепловий ефект реакції дорівнює сумі теплот утворення продуктів реакції мінус сума теплот утворення вихідних речовин.



$$\Delta H \text{ реакції} = d \cdot \Delta H(D) + e \cdot \Delta H(E) - a \cdot \Delta H(A) - b \cdot \Delta H(B)$$

Наприклад, для реакції:



$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 \text{CO}(\text{NH}_2)_{2\text{ТВ}} + \Delta H_{298}^0 \text{H}_2\text{O}_{\text{газ}} - 2\Delta H_{298}^0 \text{NH}_{3\text{газ}} - \Delta H_{298}^0 \text{CO}_{2\text{газ}} = -332,98 + (-241,98) - 2(-45,8) - (-393,78) = -89,58 \text{ кДж.}$$

Нижній індекс при  $\Delta H_{298}^0$  вказує температуру в К. Згідно розрахунку ця реакція є екзотермічною з виділенням тепла в кількості 89,58 кДж. Використовуючи закон Гесса можна знайти тепловий ефект реакції виходячи з інших реакцій.

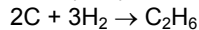
У розрахунках теплових ефектів реакцій органічних речовин використовують **стандартну ентальпію згоряння  $\Delta H_{\text{згор}}^0$**  – тепловий ефект реакції згоряння 1 моль органічної речовини до карбон (IV) оксиду і води.

Наприклад:

Теплота згоряння етану  $\Delta H_{\text{згор}}^0 = -1560$  кДж/моль. Обчисліть теплоту утворення етану, якщо відомо, що теплота згоряння С і  $\text{H}_2$  відповідно дорівнюють  $-393,5$ ;  $-286,2$  кДж/моль.

Рішення:

Рівняння реакції утворення етану з вуглецю і водню:

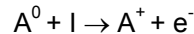


За законом Гесса:

$$\Delta H_{\text{утв}}^0 = [2\Delta H_{\text{згор}}^0(\text{C}) + 3\Delta H_{\text{згор}}^0(\text{H}_2)] - \Delta H_{\text{згор}}^0(\text{C}_2\text{H}_6) = [2 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-286,2)] - (-1560) = -85,6 \text{ кДж/моль}$$

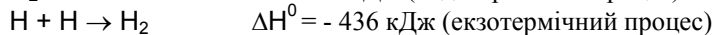
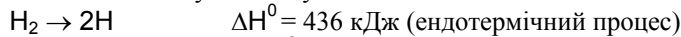
## §20. Енергетичні характеристики атомів

**Енергія йонізації I** – кількість енергії, яка необхідна для відриву електрона від атома.



**Спорідненість до електрона E** – енергія, що виділяється при приєднанні електрона до атома.  $A^0 + e^- \rightarrow A^- + E$

**Енергія хімічного зв'язку** – енергія, яка необхідна для розриву хімічного зв'язку в молекулі:



## Лабораторний практикум

### Енергія йонізації деяких елементів

*Таблиця №10*

Процес	Енергія йонізації, еВ				Енергія йонізації, кДж/моль
	$I_1$	$I_2$	$I_3$	$I_1 + I_2 + I_3$	
$H_{(r)} \rightarrow H^+ + e^-$	13,59			13,59	1312
$Cu \rightarrow Cu^{2+} + e^-$	7,2	20,29		28,01	1351
$Al \rightarrow Al^{3+} + e^-$	5,98	18,82	28,44	53,24	1713

### Спорідненість до електрона

*Таблиця №11*

Елемент	Спорідненість до електрона, E	
	еВ/атом	кДж/моль
H	0,74	72,1
F	3,58	345,5
O	1,47	142,0

### Енергія зв'язку в деяких молекулах

*Таблиця №12*

Формула	Зв'язок	Енергія зв'язку, кДж/моль	Довжина зв'язку, нм
$F_2$	F – F	159,0	0,142
$N_2$	$N \equiv N$	945,6	0,109
HCl	H – Cl	431,4	0,127
$NH_3$	$H_2N - H$	391,0	0,101

**Ентальпія атомізації** – енергія ендотермічного процесу розкладу речовин на окремі вільні атоми.

### Енергія атомізації деяких речовин

*Таблиця №13*

Речовина	Ентальпія атомізації, кДж/моль
$O_{2(r)}$	249,3
C(алмаз)	713,5
Cu(крисст.)	339,0
Al(крисст.)	318,4



## Лабораторний практикум

**Ентальпія кристалічної решітки** – енергія, яка необхідна для розкладу 1 моль кристалу на окремі складові (молекули, атоми, йони), які віддаляються на відстань, на якій вже не проявляються сили взаємодії між ними.

### Енергія кристалічної решітки

*Таблиця №14*

Ентальпія кристалічної решітки, $\Delta H_{к.298}^0$ кДж/моль			
Аніон \ Катіон	Cl <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	OH <sup>-</sup>
Li <sup>+</sup>	862	748	854
Rb <sup>+</sup>	678	618	766
Cs <sup>+</sup>	646	592	720

**Енергія гідратації йонів** - зміна ентальпії при взаємодії 1 моль ізольованих (газоподібних) йонів із бескінечно великою кількістю води за стандартних умов.

### Ентальпія гідратації йонів

*Таблиця №15*

Йон	Ентальпія гідратації, кДж/моль
Ag <sup>+</sup>	489,5
Al <sup>3+</sup>	4707,0
K <sup>+</sup>	348,5
H <sup>+</sup>	1108,7

## **§21. Фактори, що визначають напрям протікання хімічних реакцій**

При невисоких температурах самовільно проходять, як правило, екзотермічні реакції. Але за звичайних умов протікають і ендотермічні процеси, наприклад, розчинення аміачної селітри. Принцип досягнення мінімуму енергії виключає можливість оборотних реакцій, але такі реакції протікають. Значить зменшення ентальпії не єдиний фактор, що характеризує напрям реакції. Другим фактором є прагнення системи до максимального безпорядку, найбільш вірогідного стану. Мірою цього прагнення, вірогідності стану системи є **ентропія**, яка визначається за формулою Больцмана:

---

### Лабораторний практикум

$$S = \frac{R}{N_A} \ln \cdot w ,$$

де  $S$  – ентропія, Дж/(моль · К).

$R$  – універсальна газова стала,  $R=8,314$  Дж/моль · К.

$N_A$  – число Авогадро —  $6,02 \cdot 10^{23}$ ,

$w$  – вірогідність стану системи, число мікроскопічних станів системи за допомогою яких можна реалізувати дану систему в цілому.

**Ентропія** є термодинамічною функцією системи. *Вона характеризує відносну цінність енергії яку має система.*

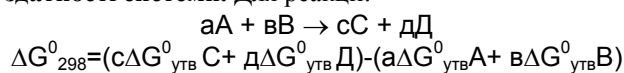
Для математичного вираження впливу обох факторів (ентальпії і ентропії) на хід процесу їх порівнюють, щоб встановити який із факторів найбільш ефективний:

$\Delta H$  – ентальпійний фактор,  $T\Delta S$  – ентропійний фактор

**Енергія Гіббса** – це частина енергії, яка виділяється чи поглинається при хімічних реакціях, що протікають при постійній температурі і тиску і яку можна перетворити в корисну роботу:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

В умовах постійного тиску і постійної температури реакції самовільно протікають у сторону зменшення енергії Гіббса. **Визначається вона за законом Гесса:** при стандартних умовах зміна енергії Гіббса при будь-якій з хімічних реакцій дорівнює сумі стандартних енергій Гіббса утворення продуктів реакцій мінус сума стандартних енергій Гіббса утворення вихідних речовин. **Зменшення енергії Гіббса є мірою реакційної здатності системи.** Для реакції:



Стандартна зміна енергії Гіббса зв'язана з константою рівноваги ( $K_p$ ) рівнянням:

$$\Delta G^0 = -2,3RT \cdot \lg K_p$$

Вираз  $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$  – один із виразів другого закону термодинаміки. Для хімічних процесів найбільш вдалим вираженням другого закону термодинаміки є: *в умовах постійної температури і тиску (об'єму) самовільно можуть протікати тільки такі процеси, при яких зміна енергії Гіббса  $\Delta G^0$  від'ємна, тобто такі процеси, при яких система здатна здійснити роботу проти зовнішніх сил.*

## §22. Термодинамічна класифікація хімічних реакцій

*Хімічні реакції протікають з зміною як ентальпії так і ентропії і на основі рівняння  $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$  можливі такі випадки:*

1)  $\Delta H^0 < 0, \Delta S^0 > 0$ . Тоді рушійна сила цих реакцій визначається як ентальпійним так і ентропійним факторами. У цьому випадку  $\Delta G^0 < 0$ , можливе самовільне протікання екзотермічних реакцій.

Наприклад:



**Термодинамічні характеристики компонентів реакції**

*Таблиця №16*

	KClO <sub>3</sub>	KCl	O <sub>2</sub>
$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	-391,2	-435,9	0
$S^0_{298}$ Дж/(моль · К)	142,9	82,5	205,0
$\Delta G^0_{298}$ кДж/моль	-289,9	-408,0	0

$$\Delta H^0_{298} = (-435,9) - (-391,2) = -44,7 \text{ кДж/моль}$$

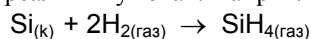
$$\Delta S^0_{298} = (1,5 \cdot 205) + (82,5) - 142,9 = 247,1 \text{ Дж/моль К}$$

$$\Delta G^0_{298} = (408,0) - (-289,9) = -118,1 \text{ кДж/моль}$$

Від'ємне значення  $\Delta H^0$  вказує на можливість розкладу KClO<sub>3</sub> через тенденцію досягнення мінімуму енергії.

Позитивне значення  $\Delta S^0$  вказує на можливість розкладу і за рахунок досягнення максимальної неупорядкованості (виділяється газ). Як ентальпійний так і ентропійний фактори сприяють протіканню реакції в прямому напрямку. Так як  $\Delta G^0_{298}$  від'ємна і за абсолютним значенням велика, розклад KClO<sub>3</sub> можливий вже за температури 25<sup>0</sup>С. Але при такій температурі ця реакція практично не протікає. Додавка каталізатора (наприклад MnO<sub>2</sub>) сприяє реакції вже при незначному нагріванні. Це типова необоротна реакція.

2)  $\Delta H^0 > 0, \Delta S^0 < 0$ . У цьому випадку  $\Delta G^0 > 0$ , тому ендотермічні реакції, що характеризуються зменшенням ентропії практично не можуть бути здійснені в реальних умовах. Наприклад:



$$\Delta H^0_{298} = 32,2 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta S^0_{298} = 204,4 - 2(130,6) - 18,7 = 75,2 \text{ Дж/(моль · К)}$$

$$\Delta G^0_{298} = 54,7 \text{ кДж/моль}$$

## Лабораторний практикум

### Термодинамічні характеристики компонентів реакції

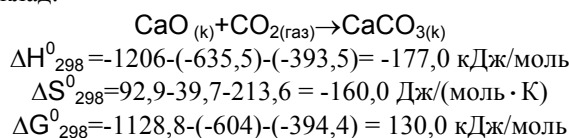
Таблиця №17

	Si <sub>(к)</sub>	H <sub>2(газ)</sub>	SiH <sub>4(газ)</sub>
$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	0	0	32,2
$S^0_{298}$ Дж/моль К	18,7	130,6	204,7
$\Delta G^0_{298}$ кДж/моль	0	0	54,7

Позитивне значення ентальпії вказує, що ентальпійний фактор протистоїть проходженню даної реакції. Протистоїть цьому і ентропійний фактор. Значить синтез SiH<sub>4</sub> з простих речовин за звичайних умов неможливий.

3)  $\Delta H^0 < 0$ ,  $\Delta S^0 < 0$ . У цьому випадку  $\Delta G^0$  залежить від співвідношення значень  $\Delta H^0$  і  $T\Delta S$ . Рушійна сила цих реакцій визначається ентальпійним фактором, тоді як ентропійний фактор діє в сторону ослаблення реакції.

Наприклад:



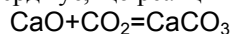
### Термодинамічні характеристики компонентів реакції

Таблиця №18

	CaO <sub>(к)</sub>	CO <sub>2(газ)</sub>	CaCO <sub>3(к)</sub>
$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	-635,5	-393,5	-1206,0
$S^0_{298}$ Дж/(моль · К)	39,7	213,6	92,2
$\Delta G^0_{298}$ кДж/моль	-604	-394,4	-1128,8

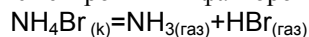
Значення  $\Delta G^0$  вказує на можливість протікання реакції за стандартних умов.

При підвищенні температури, наприклад за 1400<sup>0</sup> С перевагу має ентропійний фактор і  $\Delta G^0_{1400} = -177,0 - [0,16 \cdot 1400] = + 47,0$  кДж/моль. Отриманий результат стверджує, що реакція



за 1127<sup>0</sup> С не проходить.

4)  $\Delta H^0 > 0$ ,  $\Delta S^0 > 0$ . У цьому випадку знак величини енергії Гіббса також залежить від співвідношення значень  $\Delta H^0$  і  $T\Delta S$ . Рушійна сила цих реакцій визначається ентропійним фактором. Наприклад:



## Лабораторний практикум

### Термодинамічні характеристики компонентів реакції

*Таблиця №19*

	NH <sub>4</sub> Br <sub>(к)</sub>	NH <sub>3(а)</sub>	HBr <sub>(а)</sub>
$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	-270,1	-46,2	-35,9
$S^0_{298}$ Дж/(моль · К)	112,8	192,5	198,4
$\Delta G^0_{298}$ кДж/моль	174,7	-16,4	-51,2

$$\Delta H^0_{298} = (-35,9) + (-46,2) - (-270,1) = 188,0 \text{ кДж/моль}$$

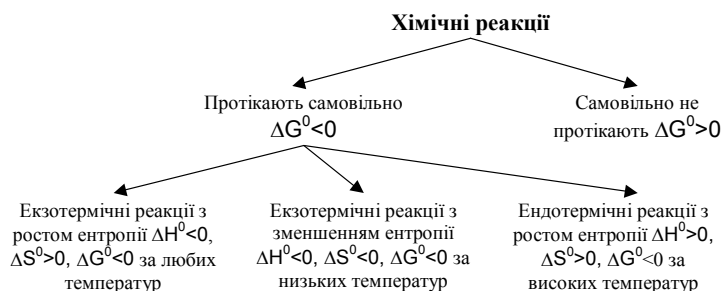
$$\Delta S^0_{298} = (198,4 + 192,5) - 112,8 = 278,0 \text{ Дж/(моль · К)}$$

$$\Delta G^0_{298} = (-51,2) + (-16,4) - (+174,7) = 107,0 \text{ кДж/моль}$$

Позитивне значення  $\Delta H^0_{298}$  вказує, що ентальпійний фактор не сприяє даній реакції і для її здійснення необхідна перевага ентропійного фактору, а це можливо за підвищеної температури.

За температури більше 367 °С реакція буде проходити в сторону розкладу амоній броміду.

На основі цих даних хімічні реакції можна розділити за нижче наведеною схемою:



## §23. Експериментальні дослідження

### Теплові ефекти хімічних процесів

**Обладнання та реактиви:** терези, ареометри; циліндр на 100 мл; стакан на 0,5 л і 0,8 л; стакан на 200 мл; термометр з шкалою 0-100 °С і ціною поділки 0,1°С; калориметр, розчини: NaOH 1М, HCl 1М, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> кристалічний безводний, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> кристалогідрат.

#### Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Теплота нейтралізації сильної основи сильною кислотою – це тепловий ефект реакції



### Хід роботи

1. Приготуйте калориметр.
2. Виміряйте ареометром густину 1М розчинів лугу  $\rho_{\text{л}}$  і кислоти  $\rho_{\text{к}}$ .
3. Зважте калориметричний стакан, складіть калориметр, налейте в нього 150 мл 1,0 М лугу і виміряйте його температуру  $t_{\text{л}}$ .
4. В окремий стакан відберіть 150 мл 1,0М розчину HCl, виміряйте його температуру  $t_{\text{к}}$  і перелийте в калориметр при постійному перемішуванні. Визначте найвищу температуру після змішування розчинів  $t_2$ . Результати запишіть в таблицю 20.
5. Приймаючи питому теплоємність скла  $C_1=0,753$  Дж/(г·град), а розчину  $C_2=4,184$  Дж/(г·град), обчисліть теплоту нейтралізації сильною основи сильною кислотою:

$$\Delta H_{\text{H}} = \frac{(t_2 - t_1) \cdot (m_1 \cdot C_1 + m_2 \cdot C_2)}{V \cdot C_{\text{M}}} \text{ Дж.}$$

#### Результати вимірювань

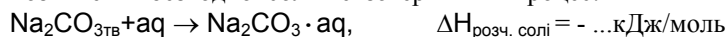
Таблиця №20

№	Вимірювана величина	Значення
1.	Маса калориметричного стакана $m_1, \text{г}$	
2.	Густина розчину NaOH $\rho_{\text{л}}, \text{г/см}^3$	
3.	Густина розчину HCl $\rho_{\text{к}}, \text{г/см}^3$	
4.	Об'єм розчину NaOH $V_{\text{л}}, \text{л}$	
5.	Об'єм розчину HCl $V_{\text{к}}, \text{л}$	
6.	Температура розчину NaOH, °C	
7.	Температура розчину HCl, °C	
8.	Початкова температура в калориметрі, $t_1=0,5 (t_{\text{л}}+t_{\text{к}}), \text{°C}$	
9.	Температура після реакції $t_2, \text{°C}$	
10.	Маса розчину $m_2=V_{\text{л}} \cdot \rho_{\text{л}} + V_{\text{к}} \cdot \rho_{\text{к}}, \text{г}$	

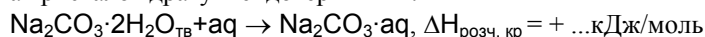
6. Обчисліть відносну похибку досліду.

#### Визначення теплоти гідратації натрій карбонату

Розчинення безводної солі – екзотермічний процес:



а кристалогідрату – ендотермічний:



Теплота розчинення безводної солі включає і теплоту її гідратації  $\Delta_{\text{H}}$ , тому теплота гідратації безводної солі дорівнює:

## Лабораторний практикум

$$\Delta H = \Delta H_{\text{розч. солі}} - \Delta H_{\text{розч. кр}} \text{ кДж/моль}$$

### Хід роботи

1. Зважте калориметричний стакан і налейте в нього 300 мл дистильованої води. Зважте з точністю до 0,01 г приблизно 7г безводного  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Виміряйте температуру води в калориметрі  $t_1$  і засипте в нього через суху лійку сіль, перемішуючи розчин. Визначте максимальну температуру розчину  $t_2$ , фіксуючи її через кожні 15 сек.

2. Повторіть дослід в тій же послідовності, взявши наважку кристалогідрата масою приблизно 15 г. В цьому досліді визначте мінімальну температуру розчину  $t_3$ . Результати досліду запишіть в таблицю 21.

### Результати вимірювань

Таблиця №21

№ п/п	Вимірювана величина	Безводна сіль	Кристалогідрат
1.	Маса калориметричного стакана $m_1, \text{г}$		
2.	Маса води $m_B, \text{г}$		
3.	Маса безводної солі $m_3, \text{г}$		
4.	Маса кристалогідрату $m_4, \text{г}$		
5.	Температура води $t_1, ^\circ\text{C}$		
6.	Температура розчину безводної солі $t_2, ^\circ\text{C}$		
7.	Температура розчину кристалогідрату $t_3, ^\circ\text{C}$		

3. Приймаючи питому теплоємність скла  $C_1=0,753 \text{ Дж}/(\text{г}\cdot\text{град})$ , а розчину  $C_2=4,184 \text{ Дж}/(\text{г}\cdot\text{град})$ , обчисліть теплоту розчинення безводної солі і кристалогідрату:

$$\Delta H_{\text{роз.с.}} = (t_2 - t_1) \cdot (m_1 \cdot C_1 + m_B \cdot C_2) \cdot M_c / m_3 \text{ (Дж/моль)}$$

$$\Delta H_{\text{роз.кр.}} = (t_1 - t_3) \cdot (m_1 \cdot C_1 + m_B \cdot C_2) \cdot M_{\text{кр}} / m_4 \text{ (Дж/моль)},$$

де  $M_c$  і  $M_{\text{кр}}$  - молярні маси відповідно солі і кристалогідрату

Обчисліть теплоту гідратації безводної солі. Нарисуйте термохімічну схему визначення теплоти гідратації (трикутник Гесса).

## §24. Контрольні питання

1. В чому полягає сутність хімічної термодинаміки?
  2. Що таке фаза, система? Які системи Ви знаєте?
  3. Що таке внутрішня енергія? Сформулюйте перший закон тер-
-

## Лабораторний практикум

- модинаміки. Що таке ентальпія?
- Сформулюйте закон Гесса, наслідки з нього.
  - Що таке ентропія? Сформулюйте другий закон термодинаміки.
  - Які особливості термохімічних рівнянь?
  - Що таке енергія Гіббса? За яких умов хімічна реакція принципово можлива?
  - Яка кількість теплоти виділяється при сгоранні 2 моль  $\text{H}_2$ , 33,6 л  $\text{C}_2\text{H}_2$ , 90 г  $\text{C}_2\text{H}_6$ , 62 г  $\text{CH}_3\text{OH}$  і  $1 \text{ м}^3 \text{ C}_4\text{H}_{10}$ .
  - При сгоранні деякої кількості магнію на відкритому повітрі виділилось 1000 кДж теплоти. Знайдіть кількість магнію, який прореагував, знаючи його теплоту сгорання.
  - При взаємодії 5 г  $\text{Na}$  з водою виділилось 40,25 кДж теплоти. Обчисліть тепловий ефект хімічної реакції.
  - Обчисліть теплотворну здатність  $\text{C}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ .
  - Обчисліть теплоту реакції відновлення  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металічним алюмінієм,  $\text{FeO}$  карбон (II) оксидом, використовуючи перший наслідок закону Гесса.

### **§25. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

#### **Варіант 1**

- Основні визначення та поняття хімічної термодинаміки.
- Фактори, що визначають напрям протікання хімічних реакцій.
- Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції
$$\text{C}_2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_4 (\text{г})$$
- Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції
$$\text{H}_2\text{O} (\text{р}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 (\text{р}) \text{ за } 298 \text{ К.}$$
- За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згорання ацетилену  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

#### **Варіант 2**

- Термодинамічна класифікація хімічних реакцій.
- Теплові ефекти реакцій, закон Гесса.
- Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції
$$\text{CO} (\text{г}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2$$
- Визначіть можливість (або неможливість) самовільного пере-



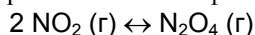
### Лабораторний практикум

бігу реакції  $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{р}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{р}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{г})$  за 298 К.

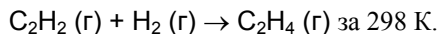
5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння етилену  $\text{C}_2\text{H}_4$ .

#### **Варіант 3**

1. Енергетичні характеристики атомів.
2. Термодинамічні особливості живих організмів.
3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



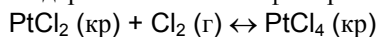
4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції



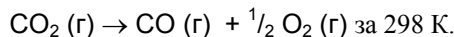
5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння етану  $\text{C}_2\text{H}_6$ .

#### **Варіант 4**

1. Загальні закономірності обміну енергії в живих організмах.
2. Поняття про відкриті, закриті та ізольовані термодинамічні системи, наведіть приклади.
3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



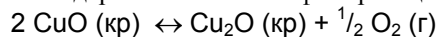
4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції



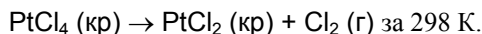
5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння бензену  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

#### **Варіант 5**

1. Термодинамічна концепція хімічної рівноваги.
2. Процеси катаболізму і анаболізму в живих організмах, їх значення та напрямки.
3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції



5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння метанолу  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

#### **Варіант 6**

---

### Лабораторний практикум

1. Перший закон термодинаміки.
2. Складові частини термодинамічних систем, правило Гіббса.
3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції  
$$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{р}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{р}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{г})$$
4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції  
$$2 \text{CuO} (\text{кр}) \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} (\text{кр}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{г}) \text{ за } 298 \text{ К.}$$
5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння етанолу  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

#### **Варіант 7**

1. Другий закон термодинаміки, енергія Гіббса.
2. Поняття про ізобарні та ізохорні процеси, наведіть приклади.
3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції  
$$\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6 (\text{г})$$
4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції  
$$\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \text{ за } 298 \text{ К.}$$
5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння метану  $\text{CH}_4$ .

#### **Варіант 8**

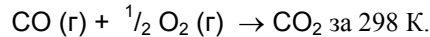
1. Теорема Пригожина як основна теорема термодинаміки відкритих систем.
2. Поняття про теплоти утворення речовин, їх використання в розрахунках теплових ефектів реакцій.
3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції  
$$\text{C}_2\text{H}_2 (\text{г}) + \frac{5}{2} \text{O}_2 (\text{г}) \leftrightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г})$$
4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції  
$$\text{PtCl}_2 (\text{кр}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{PtCl}_4 (\text{кр}) \text{ за } 298 \text{ К.}$$
5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння карбон (II) оксиду.

#### **Варіант 9**

1. Поняття про ентропію системи, фактори впливу на неї.
2. Теплоти згоряння речовин, їх використання в розрахунках теплових ефектів реакцій.
3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції  
$$2 \text{NO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \leftrightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{г})$$

### Лабораторний практикум

4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції



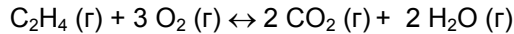
5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння пропану  $\text{C}_3\text{H}_8$ .

#### **Варіант 10**

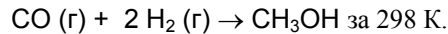
1. Зв'язок між енергією Гіббса і константою рівноваги хімічної реакції.

2. Поняття про внутрішню енергію системи та роботу.

3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції



5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння бутану  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .

#### **Варіант 11**

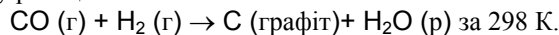
1. Поняття про теплоти згоряння і утворення речовин, їх використання в розрахунках теплових ефектів реакцій.

2. Ентальпія і внутрішня енергія системи, їх взаємозв'язок.

3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції



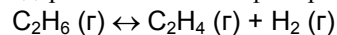
5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння пентану  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ .

#### **Варіант 12**

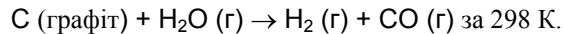
1. Основні визначення та поняття хімічної термодинаміки.

2. Складові частини термодинамічних систем, правило Гіббса.

3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції

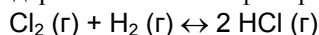


5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння гексану  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ .
-

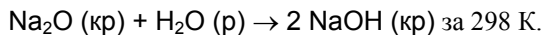
### Варіант 13

1. Фактори, що визначають напрям протікання хімічних реакцій.
2. Поняття про відкриті, закриті та ізольовані термодинамічні системи, наведіть приклади.

3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції

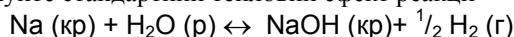


5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння гептану  $\text{C}_7\text{H}_{16}$ .

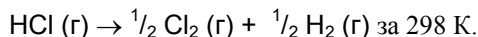
### Варіант 14

1. Теплові ефекти реакцій, закон Гесса.
2. Зв'язок між енергією Гіббса і константою рівноваги хімічної реакції.

3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



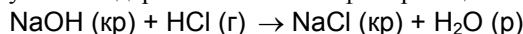
4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції



5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння октану  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ .

### Варіант 15

1. Термодинамічна класифікація хімічних реакцій.
2. Поняття про ізобарні та ізохорні процеси, наведіть приклади.
3. Розрахуйте стандартний тепловий ефект реакції



4. Визначіть можливість (або неможливість) самовільного перебігу реакції  $\text{Cl}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) \rightarrow 2 \text{HCl} (\text{г})$

5. За стандартними ентальпіями утворення речовин обчисліть стандартну ентальпію згоряння пропену  $\text{C}_3\text{H}_6$ .



## Розділ IV. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

### Теоретична частина

#### §26. Загальна характеристика розчинів

**Розчини (дійсні)** – однорідна фізико-хімічна система, що складається з двох чи більше компонентів. Розмір частинок у таких розчинах до 1 нм. Крім дійсних або просто розчинів виділяють колоїдні розчини (1–100 нм) і механічні суміші (більше 100 нм) – суспензії і емульсії.

**Компоненти розчину** – індивідуальні речовини, які можуть бути виділені з розчину і існувати в ізольованому вигляді.

**Розчинник** – компонент розчину, який міститься в більшій кількості і не міняє свого агрегатного стану при утворенні розчину.

**Розчинена речовина** – компонент розчину, рівномірно розподілений по всьому об'єму розчинника.

**Розчинення** – процес розподілення розчиненої речовини в розчиннику.

#### §27. Способи вираження складу розчину

**Масова частка  $\omega$**  – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину.

**Розмірність:** % – відсоток (сота частка), ‰ – проміле (тисячна частка); млн<sup>-1</sup> – мільйонна частка.

**Позасистемні одиниці:**

$$\text{г}\% = \%$$

$$\text{мг}\% = 10^{-3}\text{г}\%$$

$$\text{мкг}\% = 10^{-6}\text{г}\%$$

Наприклад:

маса розчину  $m_p = 100$  г, маса розчиненої речовини 1 г

$$\omega = \frac{1}{100} = 0,01 = 1\% = 10 \text{ ‰} = 10000 \text{ млн}^{-1} = 1 \text{ г}\% = 1000 \text{ мг}\% =$$

$$= 1000000 \text{ мкг}\%$$

**Молярна концентрація  $c_m$  (М)** – кількість розчиненої речовини

---

## Лабораторний практикум

в одиниці об'єму розчину.

**Розмірність:**  $C_m = \text{моль/м}^3, \text{моль/дм}^3, \text{моль/см}^3$ .

**Позасистемні одиниці:** моль/л, моль/мл.

**Молярна концентрація еквівалента**  $C_E (N, n)$  – відношення кількості речовини в еквівалентах до об'єму розчину.

**Розмірність:**  $C_E = \text{моль/м}^3, \text{моль/дм}^3, \text{моль/см}^3$ .

**Позасистемні одиниці:** моль/л, моль/мл.

**Молярна концентрація (молярність)**  $C_m$  – відношення кількості розчиненої речовини в моль до маси розчинника,  $C_m = \text{моль/кг}$ .

**Титр**  $T$  – кількість грамів розчиненої речовини в одному  $\text{см}^3$  (мл) розчину,  $T = \text{г/см}^3 = \text{г/мл}$ .

### **§28. Теплові процеси при розчиненні**

При розчиненні змінюється температура розчину. Кількість теплоти, що поглинається (або виділяється) при розчиненні моль речовини, називається **теплотою розчинення** цієї речовини.

Теплота розчинення має негативне значення, якщо при розчиненні теплота поглинається, і позитивне - при виділенні теплоти. Наприклад, теплота розчинення амоній нітрату дорівнює  $-26,4$  кДж/моль, калій гідроксиду  $+55,6$  кДж/моль і т.д.

Установлено, що при розчиненні багатьох речовин їхні молекули (або йони) зв'язуються з молекулами розчинника, утворюючи сполуки, що називають **сольватами**: цей процес називають **сольватацією**.

В окремих випадках, коли розчинником є вода, ці сполуки називають **гідратами**, а самий процес їх утворення – **гідратацією**.

Підтвердженням хімізму процесу розчинення є факт, що багато речовин виділяються з водних розчинів у вигляді кристалів, які включають так звану **кристалізаційну** воду, причому на кожну молекулу розчиненої речовини приходиться певне число молекул води.

Гідрати, як правило, нестійкі сполуки, у багатьох випадках розкладаються вже при випарюванні розчинів. Але іноді гідрати настільки міцні, що при виділенні розчиненої речовини з розчину вода входить до складу їх кристалів. Речовини, у кристали яких входять молекули води, називають **кристалогідратами**, а вода, що міститься в них, – **кристалізаційною**.

Склад кристалогідратів прийнято зображати формулами, які показують, яку кількість кристалізаційної води утримує кристалогідрат. Наприклад, кристалогідрат купрум (II) сульфату (мідний купорос),

## Лабораторний практикум

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; кристалогідрат натрій сульфату (глауберова сіль),  
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Процес утворення гідратів проходить з виділенням теплоти. Загальний тепловий ефект процесу розчинення може бути як позитивним, так і від'ємним.

### §29. Розчинність

**Розчинністю** називається здатність речовини розподілятися в тому або іншому розчиннику. Мірою розчинності речовини при даних умовах служить концентрація його насиченого розчину. Тому чисельно розчинність може бути виражена такими ж способами, що і концентрація, наприклад, відсотковим відношенням маси розчиненої речовини до маси насиченого розчину або числом моль розчиненої речовини, які утримуються в одному л насиченого розчину. Часто розчинність виражають числом одиниць маси обезводненої речовини, яка насичується при даних умовах 100 одиницями маси розчинника; іноді виражену таким способом розчинність називають **коефіцієнтом розчинності**.

Розчинність різних речовин у воді змінюється в широких межах. Якщо в 100 грамах води розчиняється більше 10 г речовини, то таку речовину прийнято називати **добре розчинною**; якщо розчиняється менше 1 г речовини — **малорозчинною** і, на кінець, **практично нерозчинною**, якщо в розчин переходить менше 0,01 г речовини.

Розчинення більшості твердих тіл супроводжується поглинанням теплоти. Це зумовлюється затратаю значної кількості енергії на руйнування решітки твердого тіла, що звичайно не повністю компенсується енергією, яка виділяється при утворенні гідратів (сольватів).

На рис.14,15 наведено декілька характерних кривих розчинності.

При розчиненні твердих тіл у воді об'єм системи змінюється несуттєво. Тому розчинність речовин, які знаходяться в твердому стані практично не залежить від тиску.

Рідини також можуть розчинятись у рідинах. Деякі з них необмежено розчинні одна в одній, тобто змішуються одна з одною в будь-яких пропорціях, як спирт і вода, інші - взаєморозчиняються до відомої межі. Якщо змішати діетиловий етер з водою, то утворюються два шари: верхній представляє собою насичений розчин води в етері, а

---

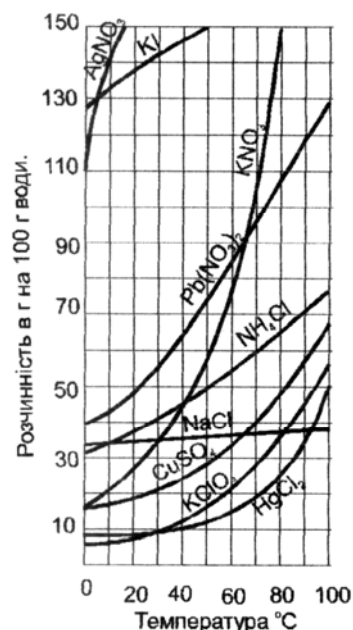


Рис. 14. Залежність розчинності деяких солей у воді від температури.

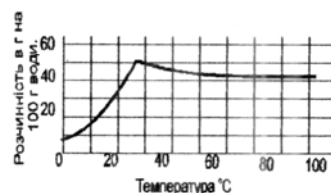


Рис. 15. Залежність розчинності натрій сульфату у воді від температури.

нижній - насичений розчин етеру у воді. У більшості подібних випадків з підвищенням температури взаємна розчинність рідин збільшується до тих пір, поки не буде досягнута температура, при якій обидві рідини змішуються в будь-яких пропорціях.

Температура, при якій обмежена взаємна розчинність рідин переходить у необмежену, називають **критичною температурою розчинення**.

Як і у випадку розчинення твердих тіл, взаємне розчинення рідин звичайно не супроводжується значним змінням об'єму. Тому, взаємна розчинність мало залежить від тиску і помітно зростає лише при дуже високих тисках (близько 1000 атмосфер).

**Закон розподілення** – речовина, яка здатна розчинитися в двох незмішаних розчинниках, розподіляється між ними так, що відношення її концентрації в цих розчинниках при постійній температурі залишається постійною, незалежно від загальної кількості розчиненої речовини:



### Лабораторний практикум

$$\frac{C_1}{C_2} = K.$$

Тут  $C_1$  і  $C_2$  - концентрація розчиненої речовини у першому і другому розчинниках;  $K$  – коефіцієнт розподілення.

Спосіб виділення розчиненої речовини з розчину за допомогою другого розчинника, який не змішаний з першим, називають **екстракцією**.

Розчинення газів у воді представляє собою екзотермічний процес. Тому розчинність газів із підвищенням температури зменшується.

Однак розчинення в органічних рідинах нерідко супроводжується поглинанням теплоти; в подібних випадках з зростанням температури розчинність газу збільшується.

**Закон Генрі:** Маса газу, яка розчиняється при сталій температурі в одному об'ємі рідини, прямо пропорційна парціальному тиску газу.

Закон Генрі можна подати рівнянням:

$$c = \gamma \cdot P,$$

де:  $c$  - масова концентрація газу в насиченому розчині;  $P$  – парціальний тиск;  $\gamma$  - коефіцієнт пропорційності, який називають **константою Генрі** (або коефіцієнтом Генрі).

Розчинність деяких газів у воді за 0 і 20°C приведена в таблиці 22.

Розчинність більшості речовин зменшується із зниженням температури, тому при охолодженні гарячих насичених розчинів надлишок розчиненої речовини звичайно виділяється. Але якщо проводити охолодження обережно і повільно, захистивши при цьому розчин від можливості потрапляння в нього частинок розчиненої речовини ззовні, то виділення її з розчину може і не статися. У цьому випадку матимемо розчин, що містить більше розчиненої речовини, ніж її потрібно для насичення при певній температурі.

#### Розчинність газів у воді

Таблиця №22

Газ	Розчинність газу у 100 мл води, мл		Газ	Розчинність газу у 100 мл води, мл	
	0°C	20°C		0°C	20°C
Водень	2,15	1,8	Карбон діоксид	171	87,8
Кисень	4,9	3,1	Хлор	461	236
Азот	2,35	1,5	Метан	5,5	3,3

Такі розчини називають **перенасиченими**. У спокійному стані вони можуть роками залишатись без змін. Але якщо тільки кинути в

---

розчин кристалик тієї речовини, яка в ньому розчинена, то зразу навколо нього починають рости інші кристали і через короткий час весь надлишок розчиненої речовини викристалізовується. Іноді кристалізація починається від простого струсу розчину, а також від тертя скляною паличкою стінок посудини, в якій міститься розчин. При кристалізації виділяється значна кількість теплоти, так що посуд із розчином помітно нагрівається. Дуже легко утворити перенасичені розчини  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (глауберова сіль),  $\text{Na}_4\text{B}_2\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (бура),  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (натрій тіосульфат).

Властивості, що залежать тільки від концентрації розчину – називають **колігативними властивостями**.

### §30. Тиск пари над розчином. Закон Рауля

Тиск пари, при якій при даній температурі настає динамічна рівновага, що характеризується рівністю швидкостей випаровування і конденсації рідини називають **тиском насиченої пари** ( $P_0$ ). Для води за  $20^\circ\text{C}$ :  $P_0=23,37$  кПа.

Розчиняючись, нелетка речовина сприяє зниженню тиску пари розчинника над розчином.

Відносне зниження тиску пари розчинника над розчином рівне молярній долі розчиненої речовини – **перший закон Рауля**.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{n + n_0}$$

$P_0$  – тиск пари над чистим розчинником,

$P$  – тиск пари розчинника над розчином,

$n$  – число моль розчиненої речовини,

$n_0$  – число моль розчинника.

Для реальних розчинів:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{i \cdot n}{i \cdot n + n_0}$$

де  $i$  – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа.

### §31. Підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинника в присутності розчиненої речовини

Підвищення температури кипіння, а також зниження температури кристалізації розбавлених розчинів прямо пропорційне молярності

## Лабораторний практикум

розчину – **другий закон Рауля**

Для ідеальних розчинів:

$$\Delta t_{\text{кип}}^{\circ} = E \cdot c_m \quad \Delta t_{\text{крист}}^{\circ} = K \cdot c_m,$$

де:  $c_m$  – молярність розчину,

$E$  – ебуліоскопічна константа,

$K$  – криоскопічна константа.

Для реальних розчинів:

$$\Delta t_{\text{кип}}^{\circ} = i \cdot E \cdot c_m \quad \Delta t_{\text{крист}}^{\circ} = i \cdot K \cdot c_m, \text{ де: } i - \text{ізотонічний коефіцієнт.}$$

Зниження температури кристалізації плазми крові  $0,56^{\circ}\text{C}$ .

**Ебуліоскопічна і криоскопічна константи, температури кипіння і замерзання деяких розчинників**

Таблиця №23

Розчинник	E	$t_{\text{кип}}^{\circ}\text{C}$	K	$t_{\text{крист}}^{\circ}\text{C}$
вода	0,516	100	1,85	0,01
етанол	1,23	78,39	–	114,15
хлороформ	3,88	61,2	4,9	-63,2
карбон тетрахлорид	5,3	76,75	2,98	-22,87
ацетатна кислота	3,07	118,1	3,9	16,55
бензен	2,57	80,1	5,12	5,533
ацетон	1,48	56,6	2,4	-94,6

## §32. Осмос

Процес самовільного переходу (дифузії) розчинника через мембрану з тієї частини системи, де концентрація розчиненої речовини нижча, в другу, де вона вища називають **осмосом**. Тиск, який треба прикласти до розчину, щоб зупинити осмос, називають **осмотичним тиском** ( $p_{\text{осм}}$ ). **Напівпроникна мембрана** – тонка плівка, проникна для розчинника і непроникна для розчиненої речовини (целофан, пергамент).

**Закон Вант-Гоффа:** осмотичний тиск розчину рівний такому тиску, який би створювала розчинена речовина, коли б вона при тій же температурі знаходилась в газоподібному стані і займала б об'єм рівний об'єму розчину.

$$p_{\text{осм}} = c_m \cdot R \cdot T \quad R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}$$

Для реальних розчинів:

$$p_{\text{осм}} = i \cdot c_m \cdot R \cdot T;$$

---

## Лабораторний практикум

де:  $i$  – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа,

$T$  – абсолютна температура (К).

**Ізотонічні розчини** – розчини з однаковим осмотичним тиском.

**Гіпотонічний розчин** – розчин з меншим осмотичним тиском у порівнянні з іншим.

**Гіпертонічний розчин** – розчин з більшим осмотичним тиском у порівнянні з іншим.

Осмотичний тиск крові людини при  $37^\circ\text{C}$  – 0,74–0,78 МПа.

У фармацевтичній практиці ізотонічними називають розчини, що мають такий же осмотичний тиск, що і плазма крові (0,85% розчин натрій хлориду, 4,5–5% розчин глюкози). З допомогою осмосу засвоюється їжа, здійснюються окисно-відновні процеси, дихання. Вживаючи солодку їжу, людина відчуває спрагу, яка сигналізує про зміну осмотичного тиску в клітинах і між клітинами. При купанні в морській воді буває почервоніння очей з незначними болями через осмос води із очного яблука у воду (усихання очей), у прісній воді – навпаки.

## §33. Експериментальні дослідження

### 1. Залежність розчинності від температури

**Обладнання та реактиви:** термометри, хімічні стакани, терези, фарфорові чашки, електроплитки, натрій хлорид.

Зважте на терезах 25 г натрій хлориду з точністю до 0,01 г, перенесіть в хімічний стакан і залийте 100 мл води. Нагрівайте розчин до  $100^\circ\text{C}$ , перемішуючи до максимального повного розчинення солі. Витримайте розчин за даної температури на протязі 5 хвилин при постійному перемішуванні. Поступово, перемішуючи розчин, охолоджуйте його. За  $90^\circ$ ,  $80^\circ$ ,  $70^\circ$ ,  $60^\circ$ ,  $50^\circ$ ,  $40^\circ$ ,  $30^\circ$  і кімнатній температурах піпеткою відбирайте по 5 мл розчину в фарфорові чашки, маса яких визначена. Відбір проводьте обережно, щоб не забрати в піпетку осаду. Після кожного відбору піпетку промивайте. Коли розчин в чашці охолodиться до кімнатної температури, зважте його на терезах і визначте масу розчину  $m_1$ . Після зважування покладіть чашки на електроплитку і нагрівайте до повного випаровування води. Після охолодження до кімнатної температури, зважте чашку з сухою сіллю, визначивши масу солі ( $m_2$ ). За отриманими результатами визначте

### Лабораторний практикум

коефіцієнт розчинності солі за формулою:  $k = \frac{m_2 \cdot 100}{m_1 - m_2} = \dots$  г/100 г

води. Визначте густину розчину:  $\rho = \frac{m_1}{V}$  г/см<sup>3</sup>. Результати запишіть в таблицю, накресліть графік

Результати експериментальних досліджень

Таблиця №24

Температура °С	маса чашки m <sub>1</sub> , г	маса розчину m <sub>1</sub> , г	маса сухої солі m <sub>2</sub> , г	маса води m <sub>1</sub> -m <sub>2</sub> , г	Густина розчину ρ, г/см <sup>3</sup>	коефіцієнт розчинності k, г/100 г води
90						
80						
70						
60						
50						
40						
30						
20						

залежності розчинності хлориду натрію від температури. Зробіть висновок про залежність розчинності від температури.

Довідкова таблиця: Розчинність натрій хлориду у воді

Таблиця №25

°С	20	30	40	50	60	70	80	90
k г/100 г води	26,4	26,5	26,8	27	27,1	27,3	27,7	28,4

## 2. Приготування розчинів

**Обладнання та реактиви:** натрій хлорид, вода, набір ареометрів, ваги, склянки, циліндри, скляні палочки.

### 2.1. Приготування 100 мл розчину натрій хлориду заданої концентрації методом розчинення наважки

Отримайте у викладача завдання на приготування розчину концентрацією c<sub>x</sub>=5–15%

За таблицею 26 знайдіть густину розчину заданої концентрації (ρ = г/см<sup>3</sup>)

Густина водних розчинів натрій хлориду

Таблиця №26

Кон-	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
------	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----

---

---

**Лабораторний практикум**

цент- рація, %													
Густина, г/см <sup>3</sup>	1,0196	1,0268	1,0340	1,0413	1,0486	1,0559	1,0636	1,0707	1,0782	1,0857	1,0933	1,1009	1,1065

Визначте масу даного розчину

$$m = 100 \cdot \rho$$

Визначте масу натрій хлориду

$$X = \frac{c_X \cdot m}{100 - c_X}$$

Визначте кількість води для приготування заданого розчину

$$m_B = (m - X) \text{ г.}$$

Враховуючи, що густина води дорівнює 1 г/см<sup>3</sup>,

$$m_B (\text{г}) = V_B (\text{мл}).$$

Зважте на терезах необхідну масу натрій хлориду і перенесіть її в склянку. За допомогою циліндра відміряйте необхідний об'єм води і перелийте її в стакан з сіллю. Перемішуючи, добийтесь повного розчинення солі.

Заміряйте густину приготовленого розчину  $\rho_1$  і визначте його концентрацію  $c_D$ . Розрахуйте молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента і титр розчину. Визначте відносну похибку. Результати запишіть до таблиці.

$$c_M = \frac{X \cdot 1000}{M \cdot V} \text{ моль/л.}$$

$$c_E = \frac{X \cdot 1000}{E_m \cdot V} \text{ моль/л}$$

$$T = \frac{X}{V} \text{ г/мл}$$

M – молярна маса натрій хлориду;

E<sub>m</sub> – еквівалентна маса натрій хлориду;

δ – відносна похибка

$$\delta = \frac{|c_X - c_D|}{c_X} \cdot 100\%$$

c<sub>D</sub> – концентрація розчину, визначена за густиною  $\rho_1$ .

**Результати досліджень**

*Таблиця № 27*

Задана концентрація,	густина,	розрахункові маси	густина отрима- ного розчину,	отримані концентрації	відносна похибка,
-------------------------	----------	----------------------	----------------------------------	--------------------------	----------------------

**Лабораторний практикум**

$c_X$	$\rho, \text{ г/см}^3$	NaCl	H <sub>2</sub> O	$\rho_1, \text{ г/см}^3$	$c_D$	$c_M$	$c_E$	T	%

**2.2. Приготування 100 мл розчину натрій хлориду заданої концентрації методом розбавлення**

Вихідний розчин – отриманий в досліді № 2.1.

Отримайте у викладача завдання на приготування розчину  $c_{1X}$ .

За таблицею 26 знайдіть густину заданого розчину  $\rho_2, \text{ кг/см}^3$ .

Визначте масу розчину, який необхідно приготувати

$$m_1 = 100 \cdot \rho_2$$

Розрахуйте масу вихідного розчину  $X_1$  для приготування заданого

$$\frac{c_{1X}}{c_D - c_{1X}} = \frac{X_1}{m_1 - X_1}$$

Розрахуйте масу води  $m_{1B}$  для приготування заданого розчину:

$$m_{1B} = m_1 - X_1$$

Розрахуйте об'єми компонентів.

$$V_p - \text{вихідного розчину} - V_p = X_1 / \rho_1 \text{ (мл)}$$

$$V_B - \text{води} - V_B = m_{1B} \text{ (мл)}$$

Заміряйте розрахунковий об'єм вихідного розчину, перелийте його в склянку, додайте необхідний об'єм води і старанно перемішайте.

За допомогою ареометра заміряйте густину одержаного розчину і визначте концентрацію розчину  $c_{2X}$ . Порівняйте її з заданою, розрахуйте відносну похибку, молярну, нормальну концентрації та титр розчину. Результати запишіть до таблиці 28. При цьому необхідно визначити масу розчиненої речовини в приготовленому розчині,  $X_2$ , яку необхідно врахувати при розрахунку концентрацій  $c_M, c_E$ .

$$100 - c_{2X}$$

$$m_1 - X_2$$

$$X_2 = \frac{m_1 \cdot c_{2X}}{100}$$

Концентрація вихідного розчину	Задана концентрація розчину	Густина заданого розчину	Маса розчину	Об'єми		Концентрації				Відносна похибка
				розчину	води	$C_{2x}, \%$	$C_M$	$C_E$	$T$	
$C_D, \%$	$C_{1x}, \%$	$\rho_2, \text{кг/м}^2$	$m_1$	$V_P$	$V_B$					$\delta, \%$

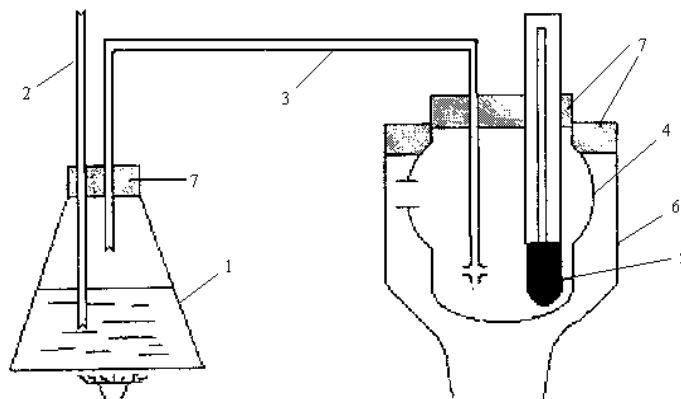
### 3. Вивчення колігативних властивостей розчинів

#### 3.1. Вимірювання підвищення температури кипіння розчинника при наявності в ньому розчиненої речовини

**Обладнання та реактиви:** прилад Ландсбергера, сахароза, вода, купрум (II) гексаціаноферат (II), натрію хлорид, електроплитки, склянки, колби, терези, скляні палочки, прилад Бекмана, прилад Берклі.

Приготуйте 100 мл розчину сахарози молярною концентрацією 0,1 моль/кг.

Залейте в конічну колбу приладу Ландсбергера 50 мл води і поступово нагрівайте до кипіння у пробірці 4. Термометром заміряйте тем-



**Рис. 16. Прилад Ландсбергера.** 1 – конічна колба; 2 – клапан для скидання тиску; 3 – трубка для передачі пари; 4 – пробірка з розширенням і боковим отвором;



### Лабораторний практикум

5 – термометр; 6 – пробірка з конденсатовідводом; 7 – корки.  
пературу кипіння ( $T_1^{\circ}\text{C}$ ). Припиніть нагрівання, охолодіть. Вилийте воду.

Залийте в конічну колбу 50 мл приготовленого розчину і поступово нагрівайте. Заміряйте температуру кипіння рідини в пробірці 4 ( $T_2^0$ )

Знаючи ебуліоскопічну константу води  $0,52 \text{ K}\cdot\text{кг}/\text{моль}$ , знайдіть величину підвищення температури кипіння води за наявності сахарози, виходячи з закону Рауля:

$$\Delta t^{\circ}_{\text{кип}} = E \cdot c_m \quad c_m - \text{молярність розчину.}$$

Результати запишіть в таблицю 29.

#### Результати досліджень

Таблиця №29

Розчинник	Речовина	Формула речовини	Молярна маса	Маса		Концентрація розчину	E	$T_1^0$	$T_2^0$	$\Delta t_e$	$\Delta t_p$
				речовини	розчинника						

$T_2^0$  – температура кипіння розчину,  $^{\circ}\text{C}$ ;

$\Delta t_e$  – збільшення температури кипіння розчинника, знайдене експериментально;

$\Delta t_p$  – збільшення температури кипіння, обчислене згідно закону Рауля. Знайдіть відносне і абсолютне відхилення.

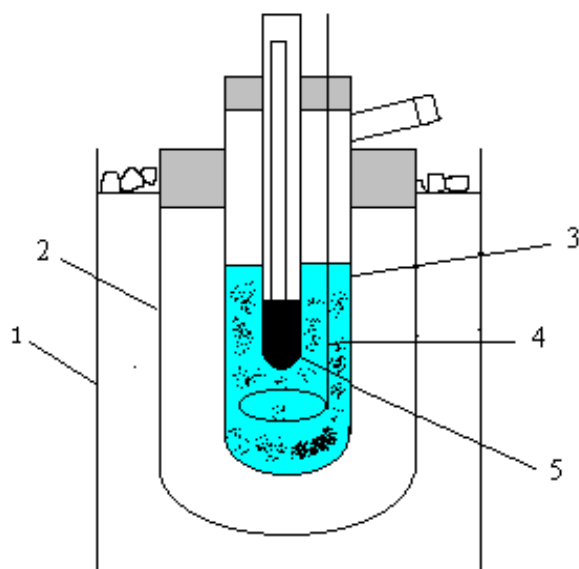
### **3.2. Визначення зниження температури замерзання розчину в порівнянні з температурою кристалізації чистого розчинника**

У пробірку з боковим відводом (рис.17) влийте 10 мл води. При появі кристаліка заміряйте температуру кристалізації води. Вийміть пробірку з льодової бані і вилийте з неї воду.

Влийте в пробірку 10 мл розчину сахарози, приготовленого при виконанні дослідів 3.1. Помістіть пробірку в льодову баню. При появі кристаліка заміряйте температуру кристалізації.

За експериментальними даними розрахуйте зменшення температури кристалізації розчинника в присутності розчиненої речовини. Знаючи, що кріоскопічна стала води  $1,86 \text{ K}\cdot\text{кг}/\text{моль}$  розрахуйте пониження температури кристалізації, виходячи з закону Рауля:

$$\Delta t^{\circ}_{\text{крист}} = K \cdot c_m$$



**Рис.17. Прилад для вимірювання пониження температури кристалізації розчину.**

1 – льодова баня; 2 – пробірка; 3 – пробірка з боковим відводом; 4 – мішалка; 5 – термометр

Результати запишіть до таблиці (аналогічної в досл. 3.1), знайдіть абсолютне і відносне відхилення між теоретичними і експериментальними результатами.

### **§34. Контрольні питання**

1. З яких компонентів складається розчин?
2. Якими величинами виражають склад розчину?
3. Фактори, що впливають на розчинність.
4. Як визначають масову частку розчиненої речовини?
5. Що виражає молярна концентрація розчину?
6. Як визначають титр розчину?
7. Які методи приготування розчину?
8. Чому дорівнює температура замерзання 3% розчину глюкози, якщо криоскопічна константа рівна 1,86?
9. Зниження температури замерзання розчину неелектроліту, що вміщує 29,5 г речовини в 100 г води рівно 1,6? Визначити молекулярну масу речовини.
10. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити в 500 мл води,

## Лабораторний практикум

- щоб осмотичний тиск цього розчину за 18 °С був рівний 303,9 кПа?
11. Визначити зниження температури замерзання крові, якщо осмотичний тиск за 37 °С рівний 7,63 атм.
  12. Розрахувати осмотичний тиск при 0 °С і зниження температури замерзання 1% розчину альбуміну ( $M = 68000$ ).
  13. Розчин сахарози за 0 °С створює осмотичний тиск 3,5 атм. Скільки атомів сахарози вміщується в 1 л води?
  14. Який буде за 20 °С тиск пари розчину, що вміщує 0,2 моль цукру в 450 г води?
  15. Який тиск пари 10% розчину сечовини  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  за 100 °С?
  16. За 42 °С тиск водяної пари 61,5 мм.рт.ст. На скільки знизиться тиск пари за вказаної температури, якщо в 540 г води розчинити 36 г глюкози  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  ?
  17. У радіатор автомобіля налили 9 л води і 2 л метанолу  $\text{CH}_3\text{OH}$  ( $\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$ ). За якої найнижчої температури можна після цього залишати автомобіль на відкритому повітрі не боячись, що вода в радіаторі замерзне?
  18. При розчиненні 6,18 г нафталену в 150 г бензену, температура замерзання знизилась на 1,67 °С. Визначити молекулярну масу нафталену.

### **§35. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

#### **Варіант 1**

1. Розчини. Визначення та класифікація.
2. Охарактеризуйте процес розчинення.
3. Скільки потрібно натрій гідроксиду для приготування 5 кг розчину масовою часткою 10 %?
4. Яку масу 10 % розчину потрібно додати до 500 г 40 % розчину, щоб приготувати 20 % розчин?
5. Знайдіть молярну концентрацію розчину  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (оксалатна кислота), одержаного розчиненням 1,7334 г речовини в 250 мл води.

#### **Варіант 2**

1. Дайте визначення компонентів розчину: розчинник, розчинена речовина.
  2. Назвіть та охарактеризуйте фактори, що впливають на процес
-

## Лабораторний практикум

розчинення.

3. Скільки грамів NaOH потрібно для приготування 3 л розчину з масовою часткою 10% ( $\rho = 1.109 \text{ г/см}^3$ )?

4. До 950 г води додали 50 мл 48 % -го розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,38 \text{ г/см}^3$ ). Визначіть масову частку  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у приготовленому розчині.

5. Встановити молярну концентрацію розчину NaOH, отриманого при розчиненні 1.870 г речовини в 450 мл води.

### **Варіант 3**

1. Дайте визначення концентрації розчину. Які найбільш розповсюджені способи її вираження?

2. Дайте характеристику розчинів за агрегатним станом. Наведіть приклади.

3. Який об'єм 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) необхідний для приготування 1 л 0,5 н розчину?

4. Скільки літрів 0,1 н розчину  $\text{AgNO}_3$  необхідно для реакції обміну з 0,5 л 0,2 н розчину  $\text{ZnCl}_2$ ?

5. Який титр і молярна концентрація еквіваленту розчину, отриманого розчиненням 0,5312 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в 100 мл води?

### **Варіант 4**

1. Дайте характеристику розчину за кількістю розчиненої речовини. Наведіть приклади.

2. Що таке “крива розчинності”. Яке практичне значення вона має?

3. Вирахувати масу  $\text{HNO}_3$ , яка міститься в 200 г 0,1 н розчину.

4. Визначіть кількість фосфорного ангідриду, якій потрібно розчинити в 849 г води для приготування 6 % розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

5. Обчисліть титр та молярну концентрацію розчину, одержаного розчиненням 0.673 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  в 100 мл води .

### **Варіант 5**

1. Дайте визначення молярної концентрації. Наведіть приклади.

2. Охарактеризуйте процес розчинення.

3. 6 л 10%-го розчину NaOH ( $\rho = 1,1 \text{ г/ см}^3$ ) випарили до 1420 г. Яка концентрація отриманого розчину?

4. Яка кількість  $\text{NH}_3$  потрібна для виробництва 5 т 60% розчину  $\text{HNO}_3$ , враховуючи, що втрати  $\text{NH}_3$  складають 2,8 %?

5. Вирахувати титр і молярну концентрацію еквіваленту розчину, отриманого при розчиненні 1,75 г ферум (III) хлориду в 100 мл води.

### **Варіант 6**

### Лабораторний практикум

1. Дайте визначення коефіцієнту розчинності. Наведіть приклади.
2. Назвіть найбільш поширені способи приготування розчинів.
3. Визначіть масову частку  $\text{HNO}_3$  у розчині, отриманого із 3 л 17 %-го розчину  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ) після додавання до нього 1,5 л води.
4. Скільки молекул  $\text{NaOH}$  міститься в 2 л 10 М розчину?
5. Вирахувати титр та молярну концентрацію розчину, одержаного при розчиненні 0.920 г  $\text{NaOH}$  в 150 мл води.

#### **Варіант 7**

1. Дайте визначення розчинам, прокласифікуйте їх.
2. Назвіть та охарактеризуйте фактори, що впливають на процес розчинення.
3. Вирахуйте масову частку розчину, в якому на 1 моль нітратної кислоти припадає 12 молів води.
4. В якій масі води знаходиться стільки ж молекул, скільки їх знаходиться в 49 г ортофосфатної кислоти ?
5. Вирахуйте титр розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,084 н концентрації.

#### **Варіант 8**

1. Дайте визначення еквіваленту речовини. Поясніть на прикладах (еквівалент основи, солі, кислоти).
2. Охарактеризуйте речовини за їх розчинністю. Наведіть приклади.
3. Потрібно приготувати розчин масою 500г з масовою часткою  $\text{KCl}$  14%. Розрахуйте маси калій хлориду та води, які потрібно для цього взяти.
4. Де більше молекул: у 5,6 л (н.у.) азоту чи в 5,6 л (н.у.) водню?
5. Вирахуйте титр 0,326 н розчину ферум (III) хлориду.

#### **Варіант 9**

1. Дайте визначення титру. Розгляньте конкретні приклади.
2. Охарактеризуйте процес розчинення газів у воді, використовуючи принцип Ле Шательє.
3. Скільки грамів  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  потрібно для приготування 5 л 8% розчину ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ )?
4. Вирахуйте об'єм аміаку (н.у.), необхідного для приготування 3 л 2,5М розчину.
5. Вирахуйте титр 0,23 н розчину  $\text{NaOH}$ .

#### **Варіант 10**

---

## Лабораторний практикум

1. Дайте визначення густини розчину. Як визначають густину розчинів?
2. Охарактеризуйте процес сольватації, як механізм розчинення речовин.
3. Який об'єм 20 % розчину HCl ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ) потрібно для нейтралізації 2 л 8% розчину KOH ( $\rho = 1,065 \text{ г/см}^3$ ) ?
4. В 1 л води розчинили 80 г глауберової солі  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Визначити масову частку безводної солі.
5. Вирахувати титр 0,174 н розчину Ba(OH)<sub>2</sub>.

### **Варіант 11**

1. Чим викликані та яким чином обчислюють похибки при приготуванні розчинів? Дайте визначення абсолютної та відносної похибок.
2. Які існують способи вираження концентрації розчину?
3. Скільки літрів аміаку (н.у.) потрібно взяти для приготування 2 л 15% розчину амоній гідроксиду ( $\rho = 0,942 \text{ г/см}^3$ )?
4. Скільки мл 0,2 н розчину NaOH необхідно для взаємодії з 300 мл 0,3 н розчину сульфатної кислоти при утворенні кислій солі?
5. Вирахуйте титр 0,04 н розчину ферум (II) сульфату.

### **Варіант 12**

1. Дайте визначення еквівалентної маси речовини. Поясніть на прикладах (розрахунок еквівалентної маси елементів, оксидів, кислот, основ, солей).
2. Охарактеризуйте вплив тиску на розчинність газів у воді, використовуючи закон Генрі.
3. Яку кількість калій гідроксиду і який об'єм води необхідно взяти для приготування 400 г розчину з масовою часткою лугу 5,6 % ?
4. Яку масу 10 % розчину треба додати до 400 г 50 % розчину, щоб приготувати 30% розчин ?
5. Вирахуйте титр 0,113 н розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

### **Варіант 13**

1. Дайте визначення розчину, його складовим частинам.
2. Охарактеризуйте процес розчинення.
3. Визначіть масову частку  $\text{HNO}_3$  в розчині, отриманому із 2л 15% розчину  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,080 \text{ г/см}^3$ ) після додавання до нього 1,2 л води.
4. До 800 г води додали 75 мл 48 % розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,38 \text{ г/см}^3$ ) . Визначіть масову частку  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у приготовленому розчині.


### Лабораторний практикум

5. Обрахувати титр та молярну концентрацію розчину, одержаного розчиненням 0,834 г КОН в 120 мл води.

#### **Варіант 14**

1. Дайте визначення густині розчинів. Яким чином визначають густину розчинів?
2. Охарактеризуйте процес сольватації, як механізм розчинення речовини.
3. Скільки літрів HCl (н.у.) необхідно для приготування 7 л 14 % розчину хлоридної кислоти ( $\rho = 1.069 \text{ г/см}^3$ )?
4. Скільки молекул NaOH міститься в 10 л 7 М розчину?
5. Обчисліть титр та молярну концентрацію еквіваленту розчину, одержаного розчиненням 2,324 г ферум (II) сульфату у 200 мл води.

#### **Варіант 15**

1. Дайте визначення концентрації розчинів. Які найбільш розповсюджені способи її вираження?
  2. Охарактеризуйте розчини за їх агрегатним станом. Наведіть приклади.
  3. 7,5 л 10% розчину NaOH ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ) випарили до 1370 г. Яка концентрація отриманого розчину?
  4. Скільки літрів 0,1 н розчину HNO<sub>3</sub> необхідно для реакції нейтралізації з 0.25 л 0.25 н розчину КОН?
  5. Обчисліть титр та молярну концентрацію розчину, одержаного розчиненням 4,80 г K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> в 320 мл води.
- 
- 
-

## Розділ V. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВ- НОВАГА

### Теоретична частина

#### §36. Основні положення

**Хімічна кінетика** – розділ хімії, що вивчає швидкість і механізм хімічних реакцій.

**Швидкість хімічної реакції** – зміна концентрації однієї з реагуючих речовин або одного з продуктів реакції за одиницю часу при постійному об'ємі системи.

$$\begin{aligned} & A + B \rightarrow E + D \\ v &= \frac{c_2(A) - c_1(A)}{t_2 - t_1} = \frac{c_2(B) - c_1(B)}{t_2 - t_1} = \\ &= \frac{c_2(E) - c_1(E)}{t_2 - t_1} = \frac{c_2(D) - c_1(D)}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta c}{\Delta t} \end{aligned}$$

$v$  – швидкість хімічної реакції, моль/(л·с);

$c_1, c_2$  – концентрації (початкова і кінцева), моль/л;

$t_1, t_2$  – час (початковий і кінцевий), сек.

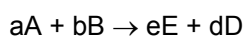
A, B, C, D – вихідні і кінцеві продукти реакції.

Швидкість реакції: в даний момент часу  $v = \pm \frac{dc}{dt}$  (перша похідна по часу)

#### **Фактори, що впливають на швидкість реакції**

- природа реагуючих речовин;
- концентрація;
- температура;
- каталізатор;
- тиск (для газів);
- ступінь подрібнення (для твердих речовин).

#### §37. Залежність швидкості реакції від концен- трації





## Лабораторний практикум

$$V = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

$c(A)$  – концентрація компонента А, моль/л

$c(B)$  – концентрація компонента В, моль/л

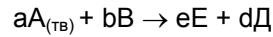
$a, b, e, d$  – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції.

$v$  – швидкість хімічної реакції, моль/л·с

$k$  – константа хімічної реакції.

**Швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в степенях, що відповідають стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакцій – кінетичне рівняння реакції, основний закон хімічної кінетики.**

Якщо одна з реагуючих речовин в твердому стані (гетерогенна система):



$$v = k \cdot c(B)$$

### **§38. Вплив температури на швидкість реакції**

**Правило Вант-Гоффа:** при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій збільшується в 2–4 рази.

$$x_{t_2} = x_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$x_{t_1}, x_{t_2}$  – швидкість реакції при температурі  $t_1, t_2$ ;

$\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості реакції.

#### **Рівняння Арреніуса:**

$$k = A \cdot e^{\frac{E_a}{RT}}$$

$k$  – константа швидкості реакції;

$A$  – постійна, що не залежить від температури;

$e$  – основа натуральних логарифмів ( $e = 2,71828$ );

$E_a$  – енергія активації – енергія, яку необхідно надати молекулам для початку реакції;

$R$  – універсальна газова стала;

$T$  – абсолютна температура.

---

## §39. Вплив каталізаторів на швидкість реакції

**Каталізатори** – речовини, що змінюють швидкість реакції, але з продуктами реакції не витрачається.

Якщо швидкість реакції зростає – позитивний каталіз (або просто каталіз);

Якщо швидкість зменшується – негативний каталіз (інгібітори).

Каталіз поділяють на:

– гомогенний (каталізатор і продукти реакції в одній фазі);

– гетерогенний (в різних фазах).

Теорії каталізу: теорія проміжних сполук, теорія активних центрів.

### Теорія проміжних сполук (гомогенний каталіз)

$A + B \rightarrow AB$  – протікає з малою швидкістю;

$K$  – каталізатор;

$A + K \rightarrow AK$  – протікає швидко;

$AK + B \rightarrow AB + K$  – протікає швидко

Наприклад:

$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$  – протікає слабо

$NO$  – каталізатор

$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$  – протікає швидко.

$SO_2 + NO_2 \rightarrow SO_3 + NO$  – протікає швидко.

### Теорія активних центрів (гетерогенний каталіз)

Каталізатор (тверда фаза) адсорбує на своїй поверхні реагуючі молекули. На цій поверхні є активні центри, завдяки яким зменшується енергія активізації молекул, утворюються активовані комплекси.

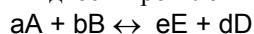
Наприклад:  $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$ , в присутності каталізатора – пористого заліза протікає швидше, ніж без нього.

**Каталізаторні отрути** – речовини, що дезактивують твердий каталізатор. Наприклад, для платиного каталізатора – свинець, ртуть.

**Промотори** – речовини, що посилюють дію каталізатора. Наприклад, для платиного каталізатора – родій, алюміній, залізо.

## §40. Хімічна рівновага

Хімічна рівновага відноситься до оборотних процесів. Це стан реагуючих речовин, при якій швидкості протилежних реакцій рівні.



## Лабораторний практикум

$$v_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

$$v_2 = k_2[E]^e[D]^d$$

$$v_1 = v_2$$

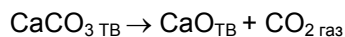
$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[E]^e[D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[E]^e[D]^d}{[A]^a[B]^b} = K_p \quad \text{– закон діючих мас}$$

$K_p$  – константа рівноваги,  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$  – концентрації компонентів у стані хімічної рівноваги.

У кожній оборотній хімічній реакції при даній температурі відношення добутоків рівноважних концентрацій речовин правої і лівої частини, в степенях рівних стехіометричним коефіцієнтам є величина стала.

Для гетерогенних систем:



$$K_p = \frac{[\text{CaO}_{\text{ТВ}}][\text{CO}_{2\text{ газ}}]}{[\text{CaCO}_{3\text{ ТВ}}]} = [\text{CO}_{2\text{ газ}}]$$

### Принцип Ле Шательє–Брауна

*Якщо на систему, що знаходиться в рівновазі, подіяти зовні (С, t, P), то рівновага зміститься в бік реакції, що послаблює цю дію.*

### Формулювання за Вант-Гоффом:

1. Підвищення температури зміщує рівновагу в напрямі ендотермічної реакції.
2. Підвищення тиску при постійній температурі зміщує рівновагу в напрямі зменшення об'єму.

## §41. Експериментальні дослідження

### Кінетичні характеристики хімічних реакцій

**Обладнання та реактиви:** секундомір, хімічні склянки на 150–200 мл і 250–300 мл, електроплитки, штативи з пробірками, термометри, калій хлорид кристалічний, розчини калій іодиду, калій тіоціанату, ферум (III) хлориду, натрій тіосульфату, сульфатної кислоти.

---

### 1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

В одну пробірку налейте 8 мл розчину калій іодиду; в другу – 4 мл цього розчину і 4 мл води; в третю – 2 мл розчину і 6 мл води.

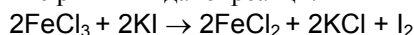
Потім в кожен пробірку додайте по 1 мл крохмалю і перемішайте. У кожен пробірку внесіть по дві краплі розчину ферум (III) хлориду і включіть секундомір. При появі синього забарвлення секундомір вимкніть. Результати занесіть до таблиці 30.

Результати досліджень

*Таблиця №30*

№ пробірки	Об'єм в мл			Розчин FeCl <sub>3</sub> , крапель	Відносна концентрація іодиду	Час протікання реакції t, сек	Умовна швидкість реакції, $v = \frac{1}{t}$
	KI	H <sub>2</sub> O	крохмаль				
1	8	0	1	2	4		
2	4	4	1	2	2		
3	2	6	1	2	1		

Запишіть кінетичне рівняння даної реакції:



Побудуйте графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

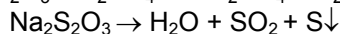
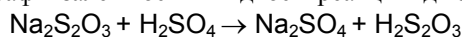
### 2. Залежність швидкості реакції від температури

Візьміть шість мірних склянок ємністю 100–150 мл. У три склянки внесіть піпеткою по 5 мл розчину натрій тіосульфату і долийте дистильованою водою до 100 мл. В три інші склянки внесіть по 5 мл розчину сульфатної кислоти і теж долийте до мітки 100 мл.

Нагрійте одну пару розчинів сульфатної кислоти і натрій тіосульфату до 30°C, другу – до 40°C, третю – до 50°C.

Злийте кожен пару розчинів в одну посудину включивши секундомір. При появі опалесценції секундомір зупиніть. Результати запишіть до таблиці 30.

Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури.



Керуючись правилом Вант-Гоффа, визначте температурний коефіцієнт швидкості реакції.

## Лабораторний практикум

### Результати досліджень

*Таблиця №30*

№ дослід-ду	Температу-ра °С	Час протікання реакції, t сек	Умовна швидкість реакції $v = \frac{1}{t}$
1	30		
2	40		
3	50		

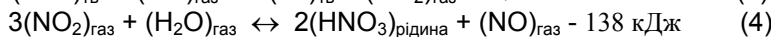
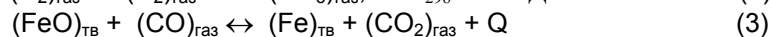
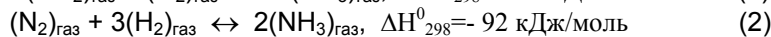
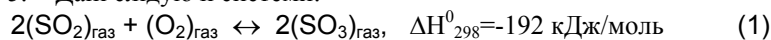
### 3. Зміщення хімічної рівноваги

Для реакції  $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCN} \rightarrow \text{Fe(CN)}_3 + 3\text{KCl}$  визначте вплив концентрації на зміщення рівноваги.

Змішайте 10 мл 0,002 М розчину ферум (III) хлориду і 10 мл 0,006н розчину калій тіоціанату. Розчин забарвлюється в червоний колір. Отриманий розчин розлийте в чотири пробірки по 4 мл. В першу прилийте 2–3 краплі насиченого розчину ферум (III) хлориду, в другу – 2–3 краплі насиченого розчину калій тіоціанату; в третю — 0,5 г кристалічного калій хлориду. Які зміни забарвлення розчинів відбулися в порівнянні з четвертою пробіркою? Напишіть вираз константи рівноваги для цієї реакції. На основі принципу Ле Шательє–Брауна зробіть висновки про стан рівноваги і її зміщення для даної реакції.

### §42. Контрольні питання

1. Дайте визначення поняттю швидкість хімічної реакції. Сформулюйте закон діючих мас, дайте його математичний вираз (основне кінетичне рівняння).
2. Сформулюйте правило Вант-Гоффа з формулою.
3. Сформулюйте принцип Ле Шательє.
4. Зробіть розрахунки і дайте відповідь на завдання вашого варіанту.
5. Дані наступні системи:



В яких із систем (1) - (4) підвищення концентрації вихідних речовин, а також підвищення тиску і температури змістять рівновагу вправо?

Як зміниться швидкість прямої реакції в системі (1), якщо при постійній температурі збільшити тиск в 3 рази:

- 1) збільшиться в 3рази;    2) збільшиться в 27 раз;    3) не змінить-
-

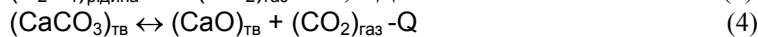
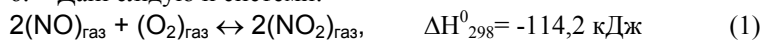
### Лабораторний практикум

ся; 4) зменшиться в 27 раз?

У якій із систем концентрація вихідних речовин найменша, якщо рівноважна система (1) - (4) характеризується наступними константами рівноваги:

1) 0,5; 2) 1; 3) 2; 4) 4?

6. Дані наступні системи:



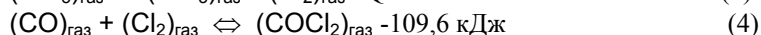
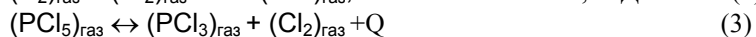
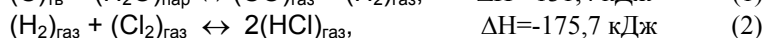
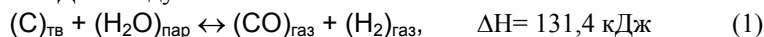
Вкажіть, яка із систем (1) - (4) являється гомогенною.

Рівновага в якій із систем (1) - (4) зміститься вправо при пониженні температури?

Які фактори сприяють зміщенню рівноваги в системі (4) вправо:

1) підвищення температури; 2) підвищення тиску; 3) каталізatori; 4) збільшення вихідної концентрації  $\text{CO}_2$ ?

7. Дані наступні системи:



Для яких з реакцій (1) - (4) рівновага зміститься вліво при підвищенні температури?

Як зміниться швидкість хімічної реакції, якщо при збільшенні температури на  $30^\circ\text{C}$ , якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3:

1) збільшиться в 100 раз; 2) не зміниться; 3) збільшиться у 800 раз; 4) збільшиться в 27 раз?

Які зміни викличуть зміщення рівноваги реакції (2):

1) збільшення концентрації вихідних речовин; 2) підвищення температури; 3) присутність каталізатора; 4) збільшення тиску?

Як зміниться швидкість прямої реакції (2) при збільшенні тиску в системі в 5 раз:

1) не зміниться; 2) збільшиться в 5 раз; 3) зменшиться в 5 раз; 4) збільшиться в 25 раз?

8. На скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла в 625 раз при температурному коефіцієнті швидкості реакції рівному 5:

1)  $10^0$ ; 2)  $25^0$ ; 3)  $40^0$ ; 4)  $125^0$ ?

## §43. Індивідуальні завдання для самостійної роботи

### Варіант 1

1. Швидкість хімічної реакції : визначення, загальна характеристика.
2. Каталізатори : визначення, загальна характеристика.
3. Реакція відбувається за рівнянням :  $A_2 + B_2 \rightarrow 2 AB$ . Визначіть константу рівноваги, якщо рівноважні концентрації дорівнюють:  $[A]= 0,2$  моль/л;  $[B] = 0,3$  моль/л;  $[AB]= 0,25$  моль/л.
4. Чому хімічна реакція між калій тіоціанатом та ферум (III) хлоридом є класичним прикладом оборотної реакції?
5. Сформулюйте правило Вант-Гоффа.

### Варіант 2

1. В яких одиницях вимірюють швидкість хімічної реакції?
2. Гомогенний каталіз. Розгляньте процес протікання реакції  $A+B \rightarrow AB$  в присутності каталізатора.
3. Наведіть математичний вираз швидкості реакції  $A+ 2B \rightarrow AB_2$  у гомогенній системі.
4. Математичний вираз константи рівноваги оборотної реакції:  
$$N_2 + O_2 \leftrightarrow 2 NO?$$
5. Наведіть приклади й охарактеризуйте оборотні та необоротні реакції.

### Варіант 3

1. Охарактеризуйте фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції.
2. Гетерогенний каталіз: визначення, загальна характеристика. Як зміниться швидкість прямої та оборотної реакції в рівноважній системі  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$  при зростанні об'єму газової суміші в 3 рази?
3. Від чого залежить константа хімічної рівноваги?
4. Сформулюйте принцип Ле-Шательє.

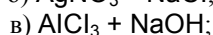
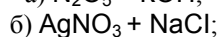
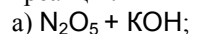
### Варіант 4

1. Сформулюйте закон діючих мас. Наведіть його математичний вираз.
  2. Наведіть математичний вираз швидкості реакції:  
 $2NO+O_2 \rightarrow 2NO_2$ , яка відбувається в гомогенній системі.
-

### Лабораторний практикум

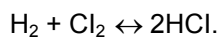
3. Як залежить швидкість хімічної реакції від температури?

4. Які з наведених хімічних реакцій:



є необоротними і чому?

5. Наведіть математичний вираз константи рівноваги для оборотної реакції:



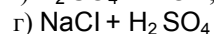
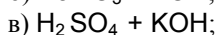
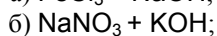
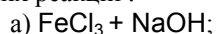
#### **Варіант 5**

1. Сформулюйте основний закон хімічної кінетики.

2. Наведіть математичний вираз швидкості реакції, яка проходить в гомогенній системі:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ .

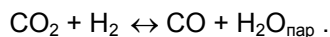
3. Як зміниться швидкість реакції між карбон (II) оксидом та киснем, якщо концентрацію оксиду підвищити в 5 разів?

4. Які з наведених хімічних реакцій :



є необоротними і чому?

5. Наведіть математичний вираз константи рівноваги для оборотної реакції:



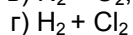
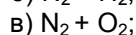
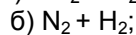
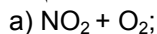
#### **Варіант 6**

1. Як залежить швидкість хімічної реакції від тиску ?

2. Каталізатори: визначення, загальна характеристика, механізм дії.

3. На скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла в 8 разів, якщо температурний коефіцієнт швидкості ( $\gamma$ ) дорівнює 2?

4. Які з наведених хімічних реакцій:



є оборотними і чому?

5. Від яких факторів залежить константа хімічної рівноваги?



## Лабораторний практикум

### Варіант 7

1. Як зміниться швидкість реакції  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ , якщо збільшити в 3 рази концентрації  $\text{NO}$  та  $\text{O}_2$ ?
2. Наведіть математичний вираз швидкості хімічної реакції:  
$$\text{C} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{CO}_2$$
3. В яких одиницях вимірюється швидкість хімічної реакції?
4. Система  $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$  знаходиться в рівновазі. В який бік зміститься рівновага реакції при зростанні тиску?
5. Сформулюйте правило Вант-Гоффа.

### Варіант 8

1. Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції? Наведіть математичний вираз для його розрахунку.
2. Що називають гомогенним, гетерогенним та мікрогетерогенним каталізом? Наведіть приклади.
3. Розрахуйте як змінюється швидкість прямих та зворотних реакцій в рівноважних системах при зростанні тиску вдвічі:
  - a)  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$
  - b)  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ .
4. В замкнутій системі реакція взаємодії гідроген хлориду з киснем - оборотна:  $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Як впливає на рівноважну концентрацію хлору зростання тиску?
5. Дайте визначення енергії активації.

### Варіант 9

1. У гетерогенній системі, де відбувається реакція  
$$4\text{Fe}_{\text{тв}} + 3\text{O}_{2\text{газ}} \leftrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3\text{тв}}$$
тиск у 2 рази. У скільки разів при цьому зросла швидкість окиснення заліза?
2. Поясніть вплив каталізатора  $\text{NO}$  на швидкість проходження реакції окиснення сульфур (IV) оксиду в  $\text{SO}_3$ . Напишіть рівняння процесів, що відбуваються.
3. Як залежить швидкість хімічної реакції від температури?
4. Наведіть математичний вираз константи рівноваги для оборотної реакції:  
$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$$
5. Як впливає зростання тиску на зміщення рівноваги таких реакцій:
  - a)  $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ ;
  - b)  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$ .

### Варіант 10

---

### Лабораторний практикум

1. На скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла в 16 разів, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції ( $\gamma$ ) дорівнює 2?
2. Навести математичний вираз швидкості реакції  $A + 3B \rightarrow AB_3$  у гомогенній системі.
3. Що називають енергією активації?
4. Наведіть приклади оборотних і необоротних реакцій.
5. У чому полягає фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції?

#### **Варіант 11**

1. Як зміниться швидкість реакції  $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$ , якщо зменшити об'єм газової суміші в 3 рази?
2. Наведіть математичний вираз швидкості хімічної реакції:  
 $4HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$ .
3. Що називають гомогенним, гетерогенним та мікрогетерогенним каталізом? Наведіть приклади.
4. Наведіть математичний вираз для константи рівноваги гетерогенної системи:  
 $FeO_{тв} + CO_{газ} \rightarrow Fe_{тв} + CO_{2газ}$ .
5. Сформулюйте принцип Ле-Шательє.

#### **Варіант 12**

1. Як змінюється швидкість хімічної реакції  $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ , яка протікає в зачиненому посуді, якщо збільшити тиск у 4 рази?
2. Сформулюйте закон діючих мас. Наведіть його математичний вираз.
3. В яких одиницях вимірюють швидкість хімічної реакції?
4. Від яких факторів залежить константа швидкості хімічної реакції?
5. Чому при зміні тиску зміщується рівновага першої реакції, а не другої:  
а)  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ ;  
б)  $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$ ?

#### **Варіант 13**

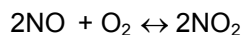
1. Розрахуйте як зміняться швидкості прямих та оборотних реакцій в рівноважних системах при збільшенні тиску вдвічі:  
а)  $O_2 + 2SO_2 \leftrightarrow 2SO_3$ ;  
б)  $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ .
2. Охарактеризуйте процес перебігу хімічних реакцій в гетерогенній системі. Дати визначення адсорбції.

### Лабораторний практикум

3. Викладіть механізм впливу енергії активації на хід хімічної реакції.
4. Дайте визначення оборотним та необоротним реакціям. Наведіть приклади.
5. Сформулюйте правило Вант-Гоффа.

#### **Варіант 14**

1. Дайте визначення швидкості хімічної реакції.
2. Наведіть математичний вираз швидкості реакції  $2A + B \rightarrow A_2B$  у гомогенній системі.
3. У скільки разів підвищиться швидкість реакції, якщо збільшити температуру на  $30\text{ }^\circ\text{C}$  (температурний коефіцієнт дорівнює 3).
4. Наведіть математичний вираз константи рівноваги оборотної реакції :



5. Чому хімічна реакція між калій тіоціанатом і ферум (III) хлоридом є класичним прикладом оборотної реакції?

#### **Варіант 15**

1. Від яких факторів залежить швидкість хімічної реакції?
2. Як залежить константа швидкості хімічної реакції від температури?
3. Сформулюйте основний закон хімічної кінетики.
4. Які з наведених реакцій:
  - а)  $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH}$ ;
  - б)  $\text{NaNO}_3 + \text{KOH}$ ;
  - в)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$ ;
  - г)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$можна віднести до необоротних і чому?
5. Поясніть, як зміститься рівновага у системі  $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$  при підвищенні тиску.



## Розділ VI. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### Теоретична частина

#### §44. Загальні положення

**Електроліти** – речовини, які в розчинах чи розплавах проводять електричний струм.

**Електролітична дисоціація** – розпад молекул речовини в розчині чи розплаві на позитивно і негативно заряджені частки.

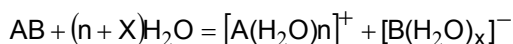
#### Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса

– електроліти при розчиненні розпадаються (дисоціюють) на позитивно і негативно заряджені частинки (йони);

– під дією електричного струму, позитивно заряджені йони рухаються до катоду (катіони), а негативно заряджені – до аноду (аніони);

– дисоціація – процес зворотний.

Причина дисоціації – фізико-хімічна взаємодія розчиненої речовини і розчинника.



Взаємодія між частинами розчиненої речовини і розчинника називають **сольватацією** (у випадку води – гідратацією). Утворені комплекси – **сольвати** (гідрати).

Шар розчинника навколо молекул чи її частин – **сольватна (гідратна) оболонка**.

**Ступінь дисоціації  $\alpha$**  – відношення числа молекул ( $n$ ), що розпалися на йони в розчині чи розплаві, до загальної кількості молекул в розчині ( $N$ ):

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

#### Фактори, що впливають на ступінь електролітичної дисоціації

– природа розчинника (в залежності від діелектричної проникності);

– природа розчиненої речовини (тип хімічного зв'язку в молекулах);

## Лабораторний практикум

- температура (з підвищенням температури ступінь дисоціації сильних електролітів зменшується, в слабких – проходить через максимум при 60°C);
- концентрація розчину (обернено пропорційна  $\alpha$ );
- наявність одноіменних іонів (зменшується  $\alpha$ ).

### Сильні і слабкі електроліти

**Сильні** – практично повністю дисоціюють на йони:

- всі розчинні солі;
- кислоти:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ , ...
- гідроксиди лужних і лужноземельних металів.

**Слабкі** – дисоціюють на йони лише частково:

- органічні кислоти;
- слабкі мінеральні кислоти  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$ , ...
- деякі солі  $\text{CdI}_2$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ ;
- гідроксиди  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;
- феноли, аміни;
- вода.

### Дисоціація кислот

– **одноосновні** –  $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

– **багатоосновні**

$\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$  (перший ступінь)

$\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$  (другий ступінь)

$\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+$

$\text{H}_3\text{O}^+$  – йон гідроксонію.

### Дисоціація основ

$\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$  – (перший ступінь)

$\text{CaOH}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$  – (другий ступінь)

Для сполук, що дисоціюють ступенево, дисоціація проходить в основному за першим ступенем.

### Йонні рівняння реакцій

(Рівняння реакцій між електролітами в розчині).

$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$  – молекулярне рівняння

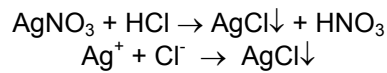
$\text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$  – повне йонне рівняння

$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$  – скорочене йонне рівняння.

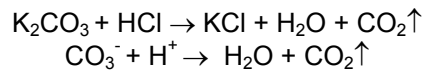
---

**Умови протікання реакцій до кінця між електролітами в розчині**

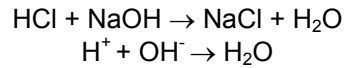
**а) випадання осаду**



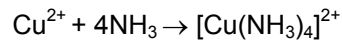
**б) утворення газоподібних речовин**



**в) утворення малодисоційованих молекул**

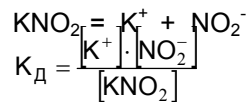


**г) утворення комплексного йону**



**Використання закону діючих мас до розчинів слабких електролітів**

**Слабкі електроліти**



$K_D$  – **константа дисоціації** – відношення добутку концентрації йонів в розчині електролітів до концентрації електроліту в розчині.

**Константа дисоціації деяких слабких електролітів**

Нітритна кислота –  $4 \cdot 10^{-4}$

Амоній гідроксид –  $1,7 \cdot 10^{-5}$

Ацетатна кислота –  $1,86 \cdot 10^{-5}$

Вода –  $1,8 \cdot 10^{-16}$

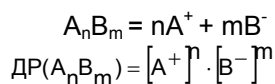
Сульфитна кислота – перший ступінь –  $1,3 \cdot 10^{-2}$ ; другий –  $6 \cdot 10^{-8}$

Фторидна кислота –  $7,4 \cdot 10^{-4}$

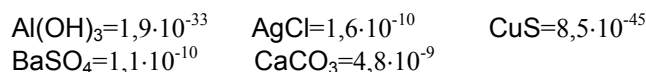
**Сильні електроліти не підлягають дії закону діючих мас!**

**Добуток розчинності** – добуток концентрації йонів у насиченому розчині малорозчинного електроліту.

### Лабораторний практикум

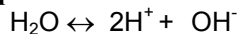


#### Добуток розчинності деяких речовин



### §45. Електролітична дисоціація води і йонний добуток води

Вода – слабкий електроліт.



$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K_d \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$K_d \cdot [H_2O] = K_B$  – йонний добуток води

$$K_B^{25^0C} = 10^{-14}$$

$$[H^+] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

#### Водневий і гідроксильний показники

**Водневий показник (рН)** – десятковий логарифм молярної концентрації йонів Гідрогену в водному розчині, взятий з протилежним знаком. Виражає характер середовища розчину.

$$pH = -\lg[H^+]$$

**Гідроксильний показник (рОН)** – десятковий логарифм концентрації йонів гідроксиду, взятий з протилежним знаком.

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

$0 \leq pH \leq 7$  – кисле середовище,

$pH = 7$  – нейтральне середовище,

$7 \leq pH \leq 14$  – лужне середовище.

**рН деяких розчинів:** соку огірків – 6,92; крові – 7,4; яблук анто-  
нівки – 2,5; сліз – 7; шлункового соку – 1,7.

**Індикатори** – речовини, за допомогою яких якісно визначають середовище розчину, в залежності від їх забарвлення розчинів.

---

## Лабораторний практикум

### Забарвлення індикаторів у різних середовищах

*Таблиця №31*

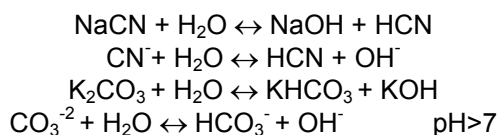
Індикатор	Забарвлення в середовищі		
	кислому	нейтрально- му	лужному
лакмус	червоний	синій	синій
метилловий оранжевий	червоний	оранжевий	жовтий
фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий
метилловий червоний	червоний	жовтий	жовтий
бромтимоловий голубий	жовтий	голубий	голубий

## §46. Гідроліз солей

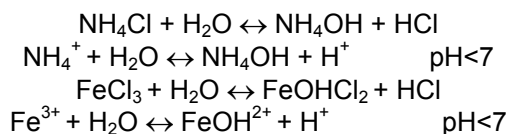
**Гідроліз солей** – реакції обмінного розкладу солей водою, в результаті чого з йонів розчиненої солі і Гідрогену чи гідроксиду води утворюються молекули слабких електролітів і змінюється водневий показник середовища розчину.

### Типові випадки гідролізу

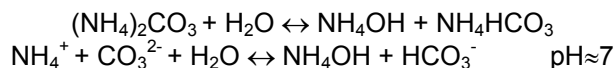
**а) сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою**



**б) сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою**



**в) сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою**



**Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою не гідролізують !!!**

**Ступінь гідролізу h** – відношення числа молекул, що піддалися гідролізу (n) до загального числа розчинених молекул (N).

**Буферні розчини** – розчини з певною концентрацією йонів Гід-



## Лабораторний практикум

рогену, яка практично не змінюється при розбавленні чи концентруванні розчину, а також при добавленні невеликих кількостей кислоти чи лугу.

### Склад буферних розчинів

слабка кислота і її сіль, утворена сильною основою,  
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$

слабка основа і її сіль, утворена сильною кислотою:  
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$

**Буферна ємність** – ємність такого буферного розчину, для зміни рН якого на одиницю треба добавляти сильної кислоти чи лугу в кількості 1 моль еквіваленту на 1 л. розчину

$$B = \frac{c}{\text{pH}_1 - \text{pH}_2}$$

## §47. Експериментальні дослідження

### 1. Електролітична дисоціація. Реакції обміну в розчинах електролітів

**Обладнання та реактиви:** рН-метр, йонометр, пробірки, склянки, сульфатна, нітратна кислоти, гідроксиди калію, натрію, амонію, амоній хлорид, натрій карбонат, кальцій хлорид, натрій сульфат, натрій нітрат, калій сульфат, метилоранж, лакмус, фенолфталеїн, універсальний індикатор, сироватка крові, молоко.

#### 1.1. Визначення середовища за допомогою індикаторів

В шість пробірок налейте по 5 крапель кислоти. До кожної з них добавте по одній краплі індикаторів. Повторіть дослід, замінивши кислоту на луг, а потім дистильовану воду. Спостереження занесіть до таблиці 32.

Результати досліджень

Таблиця №32

Індикатор	Забарвлення індикатора в середовищі		
	кислому	нейтральному	лужному

За допомогою універсального папірця заміряйте величину рН розчинів і розрахуйте концентрацію водневих йонів.

---

## 1.2. Визначення рН розчинів за допомогою приладів

Найбільш поширений метод визначення рН розчинів – потенціометричний, оснований на вимірюванні електродного потенціалу, що виникає при заглибленні пари електродів у розчин. Використовують для цього рН-метр ЛП-58, рН-121, ЛПУ-01, а також йонметри ЕВ-74, І-102 та інші прилади. Замір проводиться згідно інструкції до приладу і включає такі етапи:

- підключення приладу до електромережі і прогрівання його;
- настройка приладу з використанням стандартних розчинів, рН яких відомо;
- вимірювання рН заданого розчину.

Заміряйте за допомогою приладу рН розчинів сульфатної кислоти, калію гідроксиду концентрацією 0,001-0,01н. Розрахуйте математично рН таких розчинів. Результати занесіть до таблиці 33.

### Результати досліджень

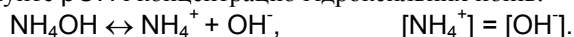
Таблиця №33

Розчин	Концентрація,	рН	
	моль/л	Заміряне	Розрахункове

Заміряйте за допомогою приладу рН води для пиття, побутових стоків, сироватки крові, молока.

## 1.3. Залежність ступеня дисоціації від концентрації розчину

В три склянки об'ємом 50 мл налейте 10, 5, 1 мл 0,1М розчину амоній гідроксиду. До другої склянки додайте 5 мл, до третьої – 9 мл води. Заміряйте рН одержаних розчинів за допомогою приладів. Розрахуйте рОН і концентрацію гідроксильних йонів.



Ступінь дисоціації амоній гідроксиду за експериментальними даними  $\alpha = [\text{OH}^-] / c$ ,  $c$  – концентрація амоній гідроксиду в моль/л. Розрахуйте ступінь дисоціації  $\alpha = K_D / c$ ,  $K_D$  – константа дисоціації амоній гідроксиду  $K_D = 1,79 \cdot 10^{-5}$ . Результати занесіть до таблиці 34.

Зробіть висновок про залежність ступеня дисоціації від концентрації розчину.

## Лабораторний практикум

### Результати досліджень

*Таблиця №34*

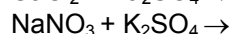
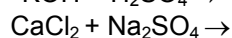
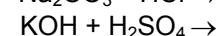
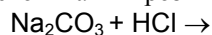
концентрація розчину, моль/л	рОН	ОН <sup>-</sup> моль/л	Ступінь дисоціації	
			експериментальний	розрахунковий

#### 1.4. Вплив одноіменних йонів на процес дисоціації

У дві пробірки налейте по 4–5 крапель розчину амоній гідроксиду і по одній краплі фенолфталеїну. Додайте в одну пробірку 2–3 кристалики амоній хлориду. Перемішайте. Порівняйте забарвлення обох розчинів. Поясніть зміну забарвлення. Зробіть висновок про вплив одноіменних йонів на процес дисоціації.

#### 1.5. Оборотні і необоротні реакції

Проведіть реакції між речовинами в розчині:



Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формі. Які з реакцій проходять до кінця?

### 2. Гідроліз солей

**Обладнання та реактиви:** пробірки, калій сульфат, цинк сульфат, амоній хлорид, амоній нітрат, амоній ацетат, калій хлорид, натрій карбонат, натрій силікат, амоній сульфат, натрій ацетат, алюміній сульфат, універсальний індикатор, фенолфталеїн.

#### 2.1. Визначення характеру гідролізу солей з використанням універсального індикатора

В окремі пробірки налейте по 5 крапель розчинів солей: калій сульфату, цинк сульфату, амоній хлориду, амоній нітрату, амоній ацетату, калій хлориду, натрій карбонату, натрій силікату, амоній сульфату. За допомогою універсального індикаторного паперу заміряйте рН кожного розчину. На основі спостережень охарактеризуйте характер гідролізу, запишіть рівняння в молекулярній та йонній формі, заповніть таблицю 35.

---

Речовина	Речовина утворена		Гідроліз, (проходить), (не проходить)	Забарвлення індикатора	рН	Середовище розчину
	кислотою	основою				

### 2.2. Вплив температури на ступінь гідролізу

В одну пробірку налийте 2–3 краплі розчину натрій ацетату, в другу – калій карбонату. Додайте в кожен по краплі фенолфталеїну. Нагривайте. Поясніть спостереження. Запишіть рівняння реакцій гідролізу в молекулярній та йонній формі.

### 2.3. Необоротний (повний) гідроліз

Налийте в пробірку 4–5 крапель розчину алюміній сульфату і стільки ж натрій карбонату. Спостерігається випадання білого осаду алюміній гідроксиду. Поясніть причину його утворення. Напишіть рівняння реакцій в йонній та молекулярній формі.

## 3. Буферні розчини

**Обладнання та реактиви:** рН-метр, пробірки, конічні колби, градуйовані піпетки, бюретки, ацетатна кислота, натрій ацетат, натрій гідроксид, хлоридна кислота, сироватка крові, індикатор метиловий червоний, фенолфталеїн, універсальний індикатор.

### 3.1. Приготування буферних розчинів

В однакові пробірки, використовуючи градуйовану піпетку, внесіть розчин 0,1н ацетатної кислоти і 0,1н натрій ацетату в кількостях, вказаних в таблиці 36.

До кожного розчину додайте 2–3 краплі індикатора метилового червоного. Одержуємо еталонну шкалу для визначення рН. Поясніть різницю забарвлення розчинів в пробірках.

### 3.2. Буферний метод визначення концентрації гідроген-іонів

До 5 мл контрольного розчину долийте 2–3 краплі метилового червоного і порівняйте забарвлення розчину з еталонним, який одержали в попередньому досліді. Запишіть значення рН. Заміряйте рН розчину на

Приготування буферних розчинів

№	Показники	Пробірки				
		1	2	3	4	5
1	кількість кислоти в мл	4,5	4	2,5	1,5	0,5
2	кількість солі в мл	0,5	1	2,5	3,5	4,5
3	значення рН розрахункове	3,76	4,05	4,53	4,99	5,57
4	значення рН за універсальним індикатором					
5	значення рН за рН-метром					

рН-метрі. Порівняйте отримані результати.

### 3.3. Вплив кислот і лугів на рН буферного розчину

В пробірку з буферним розчином рН=5,57 (пробірка № 5) прилийте по краплях 0,1н розчину хлоридної кислоти до помітної зміни забарвлення розчину. В другу пробірку з буферним розчином рН=3,76 (пробірка № 1) прилийте по краплях 0,1н натрій гідроксиду. Що відбувається? Поясніть хімізм дії буферного розчину.

### 3.4. Визначення рН сироватки крові

У дві колби налейте по 5 мл сироватки крові (рН<sub>0</sub>=7,4). В першу колбу додайте 2 краплі фенолфталеїну і з бюретки — 0,1н натрій гідроксиду до появи блідорожевого забарвлення (рН<sub>1</sub>=8,4). В другу колбу додайте 2 краплі метилоранжу і з бюретки доливайте 0,1н хлоридної кислоти до появи оранжево-рожевого забарвлення (рН<sub>1</sub>=3,4).

Розрахуйте буферну ємність сироватки крові за гідроксидом і кислотою.

$$B = \frac{N \cdot a \cdot 1000}{b \cdot (pH_1 - pH_0)}$$

N – молярна концентрація еквіваленту кислоти чи гідроксиду;

a – кількість мл кислоти чи гідроксиду;

b – кількість мл сироватки,

рН<sub>0</sub> – вихідне значення рН сироватки;

рН<sub>1</sub> – кінцеве значення рН сироватки.

Замірюють рН за допомогою приладу.

## §48. Контрольні питання

1. Що таке електролітична дисоціація? Яка роль розчинника в процесі електролітичної дисоціації? Які речовини називаються електролітами, неелектролітами?
2. Що називається ступенем електролітичної дисоціації? Як зале-

### Лабораторний практикум

жить ступінь електролітичної дисоціації від концентрації і температури розчину?

3. Що таке константа дисоціації? Від яких факторів вона залежить? Який взаємозв'язок між ступенем дисоціації і константою дисоціації? Активність і коефіцієнт активності йона.
4. Які сполуки називають кислотами і основами з погляду теорії електролітичної дисоціації? Чим обумовлюється порівняльна сила кислот і основ?
5. Які гідроксиди називаються амфотерними? Напишіть приклади рівнянь їх дисоціації в кислому та лужному середовищах.
6. Йонний добуток води. Чому він дорівнює? Виведіть вираз йонного добутку води ( $K_w$ ). Як впливає температура на йонний добуток води?
7. Що таке рН, рОН? Якими величинами рН характеризується нейтральне, кисле, лужне середовище? Як розрахувати рН розчинів сильних і слабких кислот і основ?
8. Вкажіть гідроксид, здатний дисоціювати по типу кислоти:  
1) Cr(OH)<sub>3</sub>; 2) Pb(OH)<sub>2</sub>; 3) Mg(OH)<sub>2</sub>; 4) Sn(OH)<sub>2</sub>.
9. В якого з розчинів найбільше значення рН:  
1)  $c(H^+) = 10^{-7}$  моль/л; 2)  $c(OH^-) = 5 \cdot 10^{-8}$  моль/л;  
3)  $c(OH^-) = 10^{-4}$  моль/л; 4)  $c(OH^-) = 5 \cdot 10^{-10}$  моль/л?
10. Обчисліть рН розчину ацетатної кислоти, якщо ступінь дисоціації складає 1%:  
1) 0,76; 2) 2,76; 3) 3,76; 4) 4,76.
11. Визначте рН розчину, отриманого при змішуванні рівних об'ємів 0,02М розчину КОН і 0,1М розчину NH<sub>4</sub>ОН:  
1) 1; 2) 2; 3) 11; 4) 12.
12. Які пари йонів можуть бути використані при складанні молекулярного рівняння, якому відповідає йонно-молекулярне рівняння:  
 $CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2$ :  
1) Ca<sup>2+</sup> і Cl<sup>-</sup>; 2) K<sup>+</sup> і F<sup>-</sup>; 3) K<sup>+</sup> і S<sup>2-</sup>; 4) Cs<sup>+</sup> і NO<sup>3-</sup>?
13. У скільки раз потрібно збільшити концентрацію йонів Гідрогену, щоб рН розчину зменшився на 1:  
1) 0,1; 2) 1; 3) 2,3; 4) 10?
14. Гідроліз якої солі протікає повніше (при однаковому розбавленні розчинів):  
1) CH<sub>3</sub>COOK; 2) KF; 3) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>; 4) Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>?
15. При гідролізі якої солі у водному розчині рН < 7:  
1) BaF<sub>2</sub>; 2) ZnCl<sub>2</sub>; 3) Na<sub>2</sub>S; 4) CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>?
16. В розчинах яких солей метилоранж має рожевий колір:  
1) MgCl<sub>2</sub>; 2) CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>; 3) K<sub>2</sub>S; 4) Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?

### Лабораторний практикум

17. На ступінь гідролізу якої солі розбавлення рН розчину не впливає:  
1)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; 2)  $\text{NH}_4\text{CN}$ ; 3)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; 4)  $\text{FeSO}_4$ ?
18. Яку речовину слід додати, щоб збільшити ступінь гідролізу калій ацетату:  
1)  $\text{KCN}$ ; 2)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; 3)  $\text{NaCl}$ ; 4)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ?
19. Яка реакція водного розчину натрій гідрогенкарбонату:  
1) слабокисла; 2) слаболужна; 3) нейтральна; 4) сильнолужна?
20. Обчисліть рН і ступінь гідролізу 0,01М розчину натрій дигідрогенфосфату.
21. Обчисліть константу гідролізу амоній нітрату:  
1)  $5,6 \cdot 10^{-8}$ ; 2)  $5,6 \cdot 10^{-9}$ ; 3)  $5,6 \cdot 10^{-10}$ ; 4)  $5,6 \cdot 10^{-11}$ .

## **§49. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

### **Варіант 1**

1. Наведіть основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса.
2. Визначіть концентрацію йонів  $[\text{H}^+]$ , якщо рН розчину дорівнює 2,0.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а)  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; г)  $\text{HNO}_3$ ; д)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.  
а)  $\text{KCl}$ ; б)  $\text{NaCl}$ ; в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{NaNO}_3$ ; д)  $\text{ZnSO}_4$ .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:

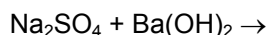


### **Варіант 2**

1. Що називають електролітичною дисоціацією? Від яких факторів вона залежить?
  2. Визначіть концентрацію йонів  $[\text{H}^+]$ , якщо рН розчину дорівнює 12,0.
  3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; б)  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{NaOH}$ ; г)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; д)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
  4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.
-

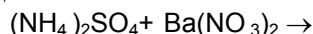
### Лабораторний практикум

- а)  $KCl$ ; б)  $NaNO_3$ ; в)  $Mg(NO_3)_2$ ; г)  $NH_4Cl$ ; д)  $ZnSO_4$ .  
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:



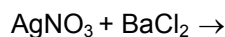
#### **Варіант 3**

1. Які речовини називають індикаторами? Назвіть відомі вам індикатори та їх забарвлення в залежності від рН середовища.
2. Визначіть концентрацію іонів  $[H^+]$ , якщо рН розчину дорівнює 10,0.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а)  $KOH$ ; б)  $NH_4OH$ ; в)  $H_2SO_4$ ; г)  $NaCl$ ; д)  $NH_4Cl$ .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.  
а)  $KNO_3$ ; б)  $CH_3COONH_4$ ; в)  $NaCl$ ; г)  $K_2S$ ; д)  $NH_4NO_3$ .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:



#### **Варіант 4**

1. Що називають константою дисоціації? Для яких електролітів можна записати її математичний вираз? Визначіть концентрацію іонів  $[H^+]$  і  $[OH^-]$ , якщо рН розчину дорівнює 2,0.
2. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а)  $NH_4OH$ ; б)  $KOH$ ; в)  $NH_4Cl$ ; г)  $H_2SO_3$ ; д)  $HNO_3$ .
3. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.  
а)  $K_2SO_4$ ; б)  $NaNO_3$ ; в)  $(NH_4)_2SO_4$ ; г)  $AlCl_3$ ; д)  $K_2S$ .
4. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:





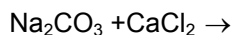
### Варіант 5

1. Що називають гідролізом солей? Які солі не гідролізують?
2. Для чого використовують буферні розчини?
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а) KOH; б) NH<sub>4</sub>OH; в) HNO<sub>3</sub>; г) Ba(OH)<sub>2</sub>; д) H<sub>2</sub>S .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.  
а) KCl; б) Na<sub>2</sub>S; в) Al<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>; г) KNO<sub>3</sub>; д) NaCl .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:



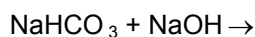
### Варіант 6

1. Що називають йонним добутком води? Чому він дорівнює?
2. Оборотні і необоротні реакції, їх візуальні ознаки. Наведіть приклади.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а) NaOH; б) Ba(OH)<sub>2</sub>; в) NH<sub>4</sub>OH; г) NH<sub>4</sub>Cl; д) HNO<sub>2</sub> .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища .  
а) Na<sub>2</sub>S; б) NaCl; в) KNO<sub>3</sub>; г) NH<sub>4</sub>Cl; д) AlCl<sub>3</sub> .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:



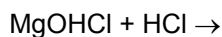
### Варіант 7

1. Дайте визначення поняттю “електроліти”, їх поділ за силою.
2. Визначіть концентрацію йонів [H<sup>+</sup>], якщо рН розчину дорівнює 4,0.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а) NH<sub>4</sub>OH; б) KOH; в) H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>; г) HNO<sub>3</sub>; д) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища .  
а) KNO<sub>2</sub>; б) K<sub>2</sub>S; в) KCl; г) NaNO<sub>3</sub>; д) NH<sub>4</sub>Cl.
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:



### Варіант 8

1. Що називають гідролізом? Які фактори впливають на процес гідролізу?
2. Визначіть концентрацію іонів  $[H^+]$  і  $[OH^-]$ , якщо рН розчину дорівнює 8,0.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а)  $KOH$ ; б)  $NaOH$ ; в)  $Ba(OH)_2$ ; г)  $HNO_2$ ; д)  $H_2CO_3$ .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.  
а)  $NaNO_2$ ; б)  $NaCl$ ; в)  $Al(NO_3)_3$ ; г)  $NH_4Cl$ ; д)  $K_2SO_4$ .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:



### Варіант 9

1. Закон розведення Оствальда, математичний вираз та його тлумачення.
2. Визначіть концентрацію іонів  $[OH^-]$ , якщо рН розчину дорівнює 7,0.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а)  $NaOH$ ; б)  $HNO_2$ ; в)  $NH_4OH$ ; г)  $H_2S$ ; д)  $H_2SO_4$ .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.  
а)  $KCl$ ; б)  $FeCl_3$ ; в)  $Na_2CO_3$ ; г)  $KNO_3$ ; д)  $KNO_2$ .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:

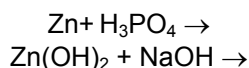


### Варіант 10

1. Що називають константою гідролізу? Які фактори впливають на константу гідролізу?
2. Визначіть концентрацію іонів  $[OH^-]$ , якщо рН розчину дорівнює 13,0.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.  
а)  $KOH$ ; б)  $H_2SO_4$ ; в)  $HCN$ ; г)  $HNO_3$ ; д)  $NH_4OH$ .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.

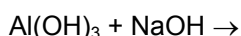
### Лабораторний практикум

- а) NaCl; б) AlCl<sub>3</sub>; в) K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; г) K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; д) NaNO<sub>3</sub>.  
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:



#### **Варіант 11**

1. Водневий показник, визначення та використання.
  2. Визначіть концентрацію іонів [H<sup>+</sup>] і [OH<sup>-</sup>], якщо рН розчину дорівнює 5,0.
  3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.
- а) KOH; б) HNO<sub>2</sub>; в) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; г) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; д) H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>.
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.
- а) NaCl; б) CrCl<sub>3</sub>; в) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; г) KNO<sub>3</sub>; д) KNO<sub>2</sub>.
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:



#### **Варіант 12**

1. Які рівняння називають йонно-молекулярними? Як утворюється скорочене йонне рівняння? Що воно виражає?
  2. Визначити концентрацію іонів [H<sup>+</sup>] і [OH<sup>-</sup>], якщо рН розчину дорівнює 3,0.
  3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.
- а) Zn(OH)<sub>2</sub>; б) HNO<sub>3</sub>; в) NH<sub>4</sub>OH; г) H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>; д) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища.
- а) BaCl<sub>2</sub>; б) Al<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>; в) Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>; г) K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; д) NaNO<sub>2</sub>.
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:  $\text{ZnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

#### **Варіант 13**

1. Що називають ступенем гідролізу солей? Які фактори впливають на ступінь гідролізу?
  2. Визначіть концентрацію іонів [H<sup>+</sup>] і [OH<sup>-</sup>], якщо рН розчину дорівнює 6,0.
  3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи
-

### Лабораторний практикум

- дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.
- a)  $\text{NaCl}$ ; б)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; в)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; г)  $\text{H}_2\text{S}$ ; д)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища .
- a)  $\text{KCl}$ ; б)  $\text{MnCl}_2$ ; в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{KNO}_3$ ; д)  $\text{AgNO}_3$ .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow$

#### **Варіант 14**

1. Що називають йонним добутком води? Чому він дорівнює?
2. Визначіть концентрацію іонів  $[\text{OH}^-]$ , якщо рН розчину дорівнює 11,0.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.
- a)  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; г)  $\text{H}_2\text{S}$ ; д)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища .
- a)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; б)  $\text{ZnCl}_2$ ; в)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; г)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ; д)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

#### **Варіант 15**

1. Дайте визначення поняттю “електроліти” і “неелектроліти”. Приведіть приклади сильних та слабких електролітів.
2. Визначіть концентрацію іонів  $[\text{H}^+]$  і  $[\text{OH}^-]$ , якщо рОН розчину дорівнює 2,0.
3. Для яких із наведених електролітів можна скласти вираз константи дисоціації? Напишіть його та відповідне рівняння дисоціації.
- a)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; б)  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; г)  $\text{H}_2\text{S}$ ; д)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
4. Які з наведених солей гідролізують? Напишіть рівняння реакції, визначте рН середовища .
- a)  $\text{BaCl}_2$ ; б)  $\text{FeCl}_2$ ; в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{NaNO}_3$ ; д)  $\text{KNO}_2$ .
5. Напишіть рівняння реакції у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді:  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

## Розділ VII. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

### Теоретична частина

#### §50. Основні поняття

**Ступінь окиснення** – умовний розрахунковий заряд елемента у молекулі, виходячи з припущення, що молекула складається з йонів і в цілому вона електронейтральна.

$\overset{0}{\text{Cl}}_2, \overset{0}{\text{Na}}$       Ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю. В йонних сполуках ступінь окиснення дорівнює заряду йону.

$\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}}_2$       Сума ступенів окиснення всіх атомів або йонів, що входять до складу сполуки, дорівнює нулю.

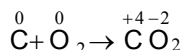
$(+2) + 2(-1) = 0$

$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_3^{2-}$       Сума ступенів окиснення всіх атомів в йоні дорівнює заряду йону.

$+4 + 3(-2) = -2$

$\overset{+1}{\text{K}}, \overset{+1}{\text{Na}}, \overset{+2}{\text{Mg}}, \overset{+2}{\text{Ca}}, \overset{+3}{\text{Al}}$       Деякі елементи в сполуках проявляють один і той же ступінь окиснення. Вони використовуються як еталонні при визначенні ступенів окиснення інших елементів.

**Окисно-відновні реакції** – *хімічні реакції, в яких проходить зміна ступенів окиснення елементів, що входять до складу реагуючих молекул*



**Відновник** – елемент, який в процесі реакції віддає електрони, при цьому ступінь окиснення підвищується.

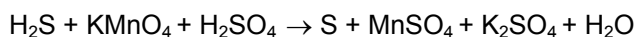
**Окисник** – елемент, який в процесі реакції приймає електрони, при цьому ступінь окиснення зменшується.

**Реакція окиснення** – процес віддачі електронів з підвищенням ступеня окиснення.

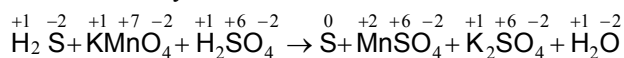
**Реакція відновлення** – процес приєднання електронів із зменшенням ступеня окиснення.

---

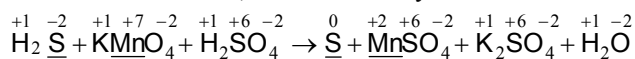
### §51. Визначення коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій методом аналізу ступеней окиснення (електронний баланс)



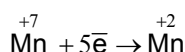
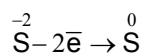
Визначаємо ступінь окиснення елементів:



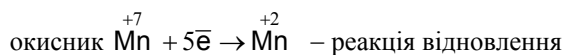
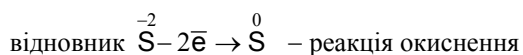
Виділяємо елементи, що змінили ступінь окиснення:



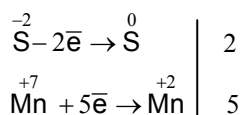
Складаємо електронні рівняння для елементів, що змінили ступінь окиснення:



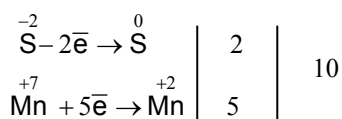
Визначаємо елементи: відновник, окисник, реакцію окиснення і відновлення:



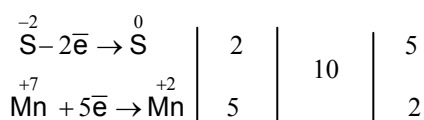
Записуємо кількість електронів в реакції окиснення і відновлення:



Знаходимо спільне кратне цих чисел:

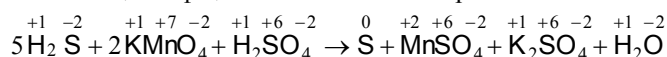


Ділимо спільне кратне на кількість електронів, при цьому одержуємо коефіцієнти при відновнику і окиснику.

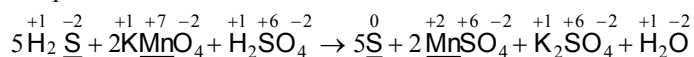


## Лабораторний практикум

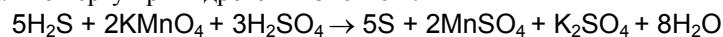
Ставимо ці коефіцієнти в лівій частині рівняння:



Зрівнюємо число атомів, які змінили ступені окиснення, в правій частині рівняння:



Зрівнюємо число атомів, що не змінили ступені окиснення (в останню чергу при Гідрогені і Оксигені):



## §52. Експериментальні дослідження

### Окисно-відновні процеси

**Обладнання та реактиви:** прилад для електролізу, гальванічний елемент, пробірки, купрум (II) сульфат, залізо, хлорна вода, калій іодид, крохмаль, калій перманганат, калій гідроксид (концентрований), сульфатна кислота, натрій сульфід, манган (II) сульфат, нітратна кислота, калій дихромат, ферум (II) сульфат, бромна вода, амоній гідроксид, амоній дихромат (кристалічний), купрум (II) хлорид, цинк сульфат, мідна, цинкова пластини, калій нітрит.

#### 1. Відновлення Купруму металічним залізом

У розчин купрум (II) сульфату опустіть шматочок заліза. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції. Визначте окисник і відновник. Які метали можна використати для витіснення Купруму з його солей?

#### 2. Окиснення іодид-іонів хлорною водою

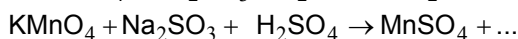
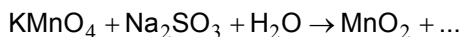
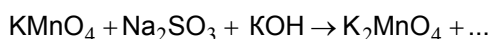
До 5–6 крапель розчину калій йодиду додайте хлорної води і краплю крохмалю. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновок про окиснюючі властивості галогенів.

#### 3. Залежність окисних властивостей перманганат-іонів від середовища розчину

У три пробірки налейте 2–3 краплі розчину калій перманганату. Долейте: в першу пробірку – 2 краплі концентрованого розчину калій гідроксиду, в другу – води, в третю – сульфатної кислоти. До кожної пробірки додайте по краплях розчин натрій сульфіту. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакцій, визначте окисник, відновник. Зробіть висновок про окисні властивості перманганат-іонів.

---

## Лабораторний практикум

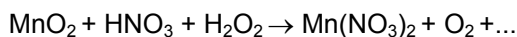


### 4. Властивості гідроген пероксиду

а) У пробірку налейте 2–3 краплі розчину манган (II) сульфату, калій гідроксиду і 2–3 краплі гідроген пероксиду. Нагрійте. Що спостерігаєте?



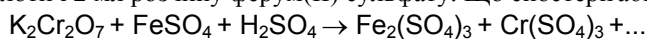
б) Насипте в пробірку декілька крупинок манган (IV) оксиду, 5–6 крапель нітратної кислоти і по краплях гідроген пероксиду. Що спостерігаєте?



Допишіть рівняння, визначте окисник і відновник, зробіть висновок про окисно-відновні властивості гідроген пероксиду.

### 5. Окисні властивості дихроматів

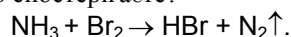
До 2 мл розчину калій дихромату прилийте 1 мл розчину сульфатної кислоти і 2 мл розчину ферум(II) сульфату. Що спостерігаєте?



Допишіть рівняння, зробіть висновок про окисні властивості дихроматів.

### 6. Відновні властивості аміаку

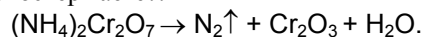
У пробірку налейте 0,5 мл бромної води, додайте декілька крапель амоній гідроксиду. Що спостерігаєте?



Допишіть рівняння, вкажіть окисник та відновник, зробіть висновок про окислювально-відновні властивості аміаку.

### 7. Окисно-відновна внутрішньо-молекулярна реакція

У фарфорову чашку насипте амоній дихромату і нагрійте до початку реакції. Що спостерігаєте?



Визначте окисник, відновник, знайдіть коефіцієнти в рівнянні.



### 8. Електроліз водного розчину купрум хлориду

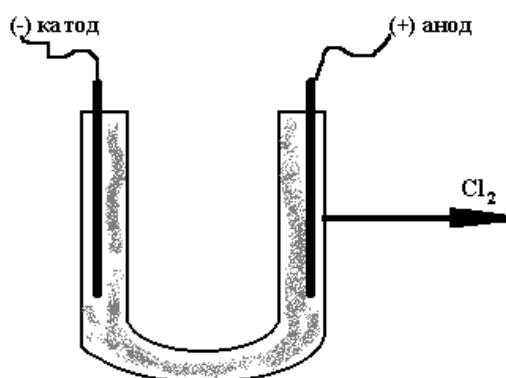
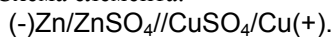


Рис. 18. Установа для електролізу

U-подібну трубку (рис.18) заповніть до половини насиченим розчином купрум (II) хлориду. Приєднайте до графітових електродів провід від акумулятора і пропустіть електричний струм (4–6 В). Через деякий час катод покривається міддю. Чим викликана ця зміна? Опишіть процеси, що проходять на катоді і аноді.

### 9. Мідно-цинковий гальванічний елемент

У першу склянку налейте 250 мл 1 М розчину купрум (II) сульфату (рис. 19). У другу – 250 мл 1М розчину цинк сульфату. В першу склянку опустіть мідну пластинку (3), що має клеми. В другу – цинкову пластинку (4) з клемою. Клеми під'єднайте до вольметра. U-подібну трубку (5) заповніть розчином калій нітрату, кінці трубки закрийте пробками. Матеріал пробок такий, щоб розчин з трубок не виливався, а йони  $K^+$  і  $NO_3^-$  могли проникати через пробку. З'єднайте обидва електроди за допомогою електричного ключа і виміряйте напругу вольтметром. Схема елемента:



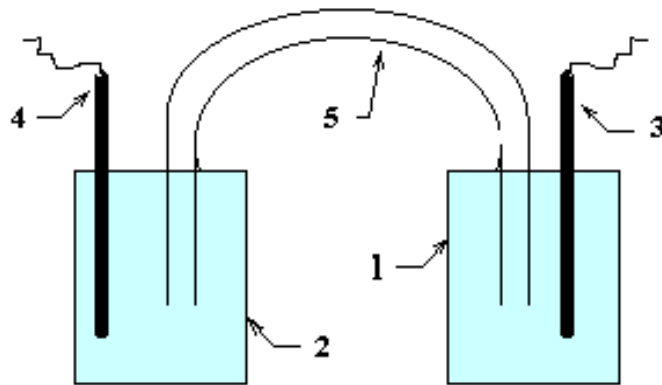


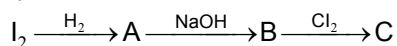
Рис.19. Схема гальванічного елемента

### §53. Контрольні питання

1. Які реакції, що проходять у водному розчині, являються окисно-відновними, складіть відповідні їм рівняння, підберіть коефіцієнти методом електронного балансу
  - 1)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$ ;
  - 2)  $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S}$ ;
  - 3)  $\text{Fe} + \text{HCl}$ ;
  - 4)  $\text{SO}_3 + \text{NaOH}$ ?
2. Поставте коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції
$$\text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{SbCl}_6 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
і підрахуйте суму всіх коефіцієнтів до одиниць включно:
  - 1) 9;
  - 2) 17;
  - 3) 26;
  - 4) 36.
3. Який метал при взаємодії з розбавленою нітратною (азотною) кислотою може відновити її до  $\text{N}_2$ :
  - 1) Ag;
  - 2) Zn;
  - 3) Pb;
  - 4) K?Відповідь мотивуйте, склавши рівняння відповідної окисно-відновної реакції і визначіть коефіцієнти методом електронного балансу.
4. В яких випадках відбувається окиснення і в яких відновлення відповідних елементів при одержанні простих речовин в ході реакцій, представлених слідуючими схемами:
  - а)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ ;
  - б)  $\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{HCl}$ ?Розставте коефіцієнти в цих рівняннях за методом електронного балансу.
5. Напишіть формули проміжних і кінцевих іодовмісних сполук у

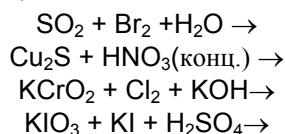
### Лабораторний практикум

слідуючій схемі:

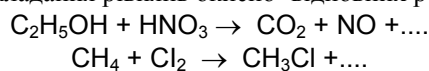


Приведіть рівняння реакцій, відповідних даній схемі, підберіть коефіцієнти за методом електронного балансу.

6. Напишіть повні рівняння реакцій та електронні рівняння до них, поставте коефіцієнти:



7. Закінчити складання рівнянь окисно-відновних реакцій:

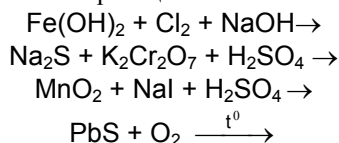


Поставте коефіцієнти за методом електронного балансу.

8. Обчисліть молярні маси еквівалентів слідуючих окисників:  $K_2Cr_2O_7$ , що переходить при відновленні в  $Cr_2(SO_4)_3$ ;  $KClO_3$ , який переходить при відновленні в  $KCl$ . Запишіть відповідні рівняння, користуючись методом електронного балансу для підбору коефіцієнтів.

9. Який об'єм кисню (н. у.) може бути отриманий з 0,039 кг натрій пероксиду при взаємодії його з карбон діоксидом?

10. Складіть повні рівняння реакцій:



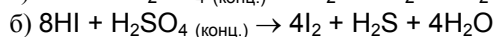
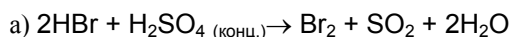
Використайте метод електронного балансу.

## **§54. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

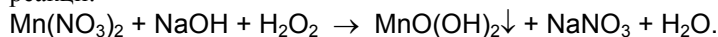
### **Варіант 1**

1. Дайте визначення окисно-відновних реакцій.
  2. Що називають ступенем окиснення елемента?
  3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $NaNO_2$ ;  $Mg(HCO_3)_2$ ;  $Br_2$ ;  $HIO_3$ ;  $SO_2$ .
  4. Вирахуйте еквівалентну масу сульфатної кислоти в наступних реакціях:
-

### Лабораторний практикум



5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:



Визначте елементи окисники та відновники.

#### **Варіант 2**

1. Які окисно-відновні реакції називають внутрішньомолекулярними? Наведіть приклади.

2. Які елементи є типовими окисниками. Наведіть приклади елементів-окисників.

3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:



4. Вирахуйте електродний потенціал срібла у розчині своєї солі при концентрації йонів  $\text{Ag}^+$  0,01 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Ag} | \text{Ag}^+$  дорівнює 0,80 В.

5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:



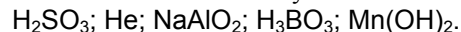
Визначіть елементи окисники та відновники.

#### **Варіант 3**

1. Які окисно-відновні реакції називають міжмолекулярними? Наведіть приклади.

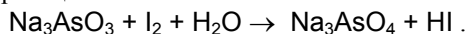
2. Що відбувається в результаті процесів окиснення та відновлення? Чи можуть вони протікати окремо?

3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:



4. Вирахуйте електродний потенціал цинку у розчині своєї солі при концентрації йонів  $\text{Zn}^{2+}$  0,1 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$  дорівнює (-0,76 В).

5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:



Визначіть елементи окисники та відновники.

#### **Варіант 4**

1. Які окисно-відновні реакції називають реакціями диспропорціонування? Наведіть приклади.

### Лабораторний практикум

2. Дайте визначення ступеню окиснення елемента. Яку найнижчу та найвищу ступінь окиснення можуть проявляти елементи головної підгрупи IV групи ?
3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{H}_2\text{O}_2$ ;  $\text{KCrO}_4$ ;  $\text{Al}$ ;  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
4. Вирахуйте електродний потенціал олова у розчині своєї солі при концентрації йонів  $\text{Sn}^{2+}$  0,0001 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Sn} | \text{Sn}^{2+}$  дорівнює (-0,14 В).
5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:  
 $\text{NaNO}_3 + \text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{NaAlO}_2$  .  
Визначіть елементи окисники та відновники.

### **Варіант 5**

1. Що називають гальванічним елементом?
2. Які елементи є типовими відновниками? Наведіть приклади.
3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{HPO}_3$ ;  $\text{O}_2$ ;  $\text{HNO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{MnSO}_4$ .
4. Вирахуйте електродний потенціал міді у розчині своєї солі при концентрації йонів  $\text{Cu}^{2+}$  0,0001 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$  дорівнює 0,34 В.
5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:  
 $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  .  
Визначіть елементи окисники та відновники.

### **Варіант 6**

1. Що називають електрорушійною силою гальванічного елемента? Як її визначають?
  2. Як за значеннями стандартних редокс-потенціалів можна визначити напрямок протікання окисно-відновних реакцій?
  3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{HCl}$ ;  $\text{NaMnO}_4$ ;  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{BaHPO}_4$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  .
  4. Вирахуйте електродний потенціал свинцю у розчині своєї солі при концентрації йонів  $\text{Pb}^{2+}$  0,1 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+}$  дорівнює (-0,13 В).
  5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:  
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S}\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  .  
Визначіть елементи окисники та відновники.
-

### Варіант 7

1. Як залежить електродний або редокс-потенціал від концентрації (активності) іонів і температури? Наведіть рівняння Нернста.
2. Який електрод у гальванічному елементі називається катодом, а який анодом?
3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{N}_2$ ;  $\text{HBr}$ ;  $\text{NaNO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{NaOH}$ .
4. Вирахуйте електродний потенціал срібла у розчині своєї солі при концентрації іонів  $\text{Ag}^+$  0,001 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Ag} | \text{Ag}^+$  дорівнює 0,80 В.
5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:  
 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .  
Визначіть елементи окисники та відновники.

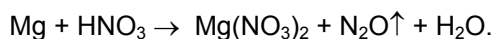
### Варіант 8

1. Що називають стандартним електродним (редокс) потенціалом?
2. Які елементи називають відновниками? Наведіть приклади типових відновників.
3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{H}_2\text{SeO}_3$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{LiOH}$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{SO}_2$ .
4. Вирахуйте електродний потенціал золота у розчині своєї солі при концентрації іонів  $\text{Au}^+$  0,01 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Au} | \text{Au}^+$  дорівнює 1,69 В.
5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:  
 $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .  
Визначіть елементи окисники та відновники.

### Варіант 9

1. Що називають стандартним водневим електродом? Для чого його використовують?
2. Як визначити еквівалентну масу окисника (відновника)?
3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{MnO}_2$ ;  $\text{As}$ ;  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ;  $\text{KF}$ .
4. Вирахуйте електродний потенціал заліза у розчині своєї солі при концентрації іонів  $\text{Fe}^{3+}$  0,01 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Fe} | \text{Fe}^{3+}$  дорівнює (-0,04 В).
5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:

### Лабораторний практикум



Визначіть елементи окисники та відновники.

#### **Варіант 10**

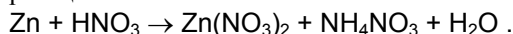
1. Що називають еквівалентом окисника (відновника)?
2. Які елементи можуть бути як окисниками так і відновниками? Наведіть приклади.
3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ;  $\text{SeO}$ ;  $\text{O}_2$ ;  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ .
4. Вирахуйте електродний потенціал кадмію у розчині своєї солі при концентрації йонів  $\text{Cd}^{2+}$  0,01 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Cd} | \text{Cd}^{2+}$  дорівнює (-0,40 В).
5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:



Визначіть елементи окисники та відновники.

#### **Варіант 11**

1. На яких принципах базується застосування методу електронного балансу?
2. Що називають ступенем окиснення елемента? Як його вираховують?
3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{SiO}_2$ ;  $\text{H}_2$ ;  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{SnCl}_2$ ;  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ .
4. Вирахуйте електродний потенціал олова у розчині своєї солі при концентрації йонів  $\text{Sn}^{2+}$  0,1 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Sn} | \text{Sn}^{2+}$  дорівнює (-0,14 В).
5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:



Визначіть елементи окисники та відновники.

#### **Варіант 12**

1. Які реакції називають окисно – відновними? Наведіть їх класифікацію.
  2. Як визначають можливість і напрямок протікання окисно-відновної реакції?
  3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{Cl}_2$ ;  $\text{NO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{O}$ .
  4. Визначіть еквівалентну масу  $\text{HNO}_3$ , якщо:
-

### Лабораторний практикум

а)  $N^{+5} \rightarrow N^{+4}$ ; б)  $N^{+5} \rightarrow N^{+2}$ ; в)  $N^{+5} \rightarrow N^0$ .

5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:



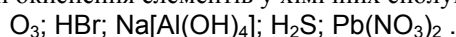
Визначіть елементи окисники та відновники.

### **Варіант 13**

1. Які окисно-відновні реакції називають внутрішньомолекулярними? Наведіть приклади.

2. Чому дорівнює стандартний електродний потенціал водневого електрода?

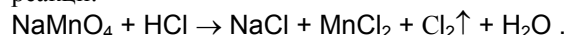
3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:



4. Визначіть еквівалентну масу  $KMnO_4$ , якщо:

а)  $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+6}$ ; б)  $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+4}$ ; в)  $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ .

5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:



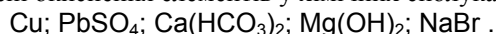
Визначіть елементи окисники та відновники.

### **Варіант 14**

1. Що називають електрорушійною силою гальванічного елемента? Як її визначають?

2. Що відбувається в результаті процесів окиснення та відновлення? Чи повинні вони протікати одночасно і бути просторово розділені?

3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:



4. Вирахуйте електродний потенціал золота у розчині своєї солі при концентрації йонів  $Au^+$  0,1 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $Au | Au^+$  дорівнює 1,69 В.

5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:



Визначіть елементи окисники та відновники.

### **Варіант 15**

1. Що називають акумулятором? Чим він відрізняється від гальванічного елемента?

2. Як залежить електродний потенціал від концентрації йонів і температури? Наведіть рівняння Нернста.



Лабораторний практикум

3. Визначіть ступені окиснення елементів у хімічних сполуках:  
 $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  $\text{Na}_2\text{MnO}_4$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;  $\text{HClO}$ ;  $\text{O}_2$  .
4. Обчисліть електродний потенціал Феруму у розчині своєї солі при концентрації йонів  $\text{Fe}^{2+}$  0,001 моль/л, якщо стандартний потенціал системи  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$  дорівнює (-0,44 В).
5. Зрівняйте за допомогою методу електронного балансу рівняння реакції:  
 $\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$  .  
Визначіть елементи окисники та відновники.

---

---

---

---

---

---



## Розділ VIII. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

### Теоретична частина

#### §55. Загальна характеристика

**Комплексними сполуками** називають певні хімічні сполуки, що утворені з'єднанням окремих компонентів та є складними йонами чи молекулами, здатними існувати як в кристалічному, так і в розчиненому стані. Дані сполуки мають в своєму складі хімічні зв'язки, утворені за донорно-акцепторним принципом. В основі сучасних уявлень про будову комплексних сполук лежить координаційна теорія швейцарського вченого Вернера (1893 р.), яка зводиться до таких основних положень:

1. Центральне місце в комплексній сполуці займає позитивно заряджений йон, який називають **комплексоутворювачем**.
2. Навколо комплексоутворювача розміщені (координовані) негативно заряджені йони або полярні молекули, які називають **лігандами**.
3. Комплексоутворювач і ліганди створюють **внутрішню сферу** комплексної сполуки, що при написанні формули вноситься в квадратні дужки.
4. Число, що означає загальну кількість лігандів, зв'язаних з комплексоутворювачем, називають **координаційним числом**. Координаційне число залежить від хімічної природи комплексоутворювача і умов утворення комплексної сполуки, та приймає такі найбільш характерні значення (таблиця 37).

**Найбільш характерні значення координаційних чисел**

*Таблиця №37*

Координаційне число	2	4	6	8
Комплексоутворювач	Ag <sup>+</sup> , Au <sup>+</sup> , Cu <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup> , Hg <sup>2+</sup> , Au <sup>3+</sup> , Pt <sup>2+</sup> , Pb <sup>2+</sup> , Cd <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup> , Fe <sup>2+</sup> , Ca <sup>3+</sup> , Al <sup>3+</sup> , Cr <sup>3+</sup> , Pt <sup>4+</sup>	Ca <sup>2+</sup> , Ba <sup>2+</sup> , Mo <sup>2+</sup>

5. За межами внутрішньої сфери знаходиться **зовнішня сфера**, що містить йони (протиіони), які мають заряд, протилежний заряду

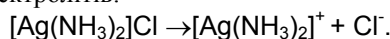
## Лабораторний практикум

внутрішньої сфери; в випадку нейтральної внутрішньої сфери зовнішня сфера відсутня.

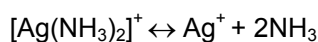
Наприклад, у молекулі  $K_3[Fe(CN)_6]$  комплексоутворювачем є йон  $Fe^{3+}$ , лігандами – йони  $CN^-$ , координаційне число – 6, комплексний йон  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ , який являє собою внутрішню сферу. Протиіон  $K^+$  знаходиться в зовнішній сфері, при цьому заряд комплексоутворювача, лігандів та протиіонів дорівнюють нулю  $3 \cdot (+1) + 6 \cdot (-1) + (+3) = 0$ .

### §56. Дисоціація комплексних сполук

Йони, що знаходяться в зовнішній сфері, зв'язані з комплексним йоном йонним зв'язком та в розчинах легко відщеплюються подібно до йонів сильних електролітів:



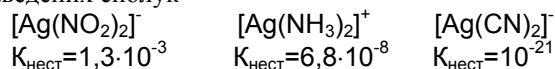
Така дисоціація називається **первинною**. Обратний розклад внутрішньої сфери комплексу називається **вторинною** дисоціацією, що протікає в значно меншій мірі в зв'язку з наявністю міцних донорно-акцепторних ковалентних зв'язків між комплексоутворювачем і лігандами:



Дисоціація  $[Ag(NH_3)_2]^+$ , згідно з наведеним вище рівнянням, характеризується константою рівноваги, яку називають **константою нестійкості комплексного йона**:

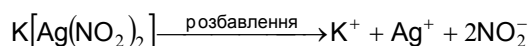
$$K_{\text{нест}} = \frac{[Ag^+] \cdot [NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-3}$$

Значення констант нестійкості різних комплексних йонів коливається в широких межах і служить мірою стійкості комплексу. Чим стійкіший комплексний йон, тим менша його константа нестійкості. Так, серед наведених сполук



найбільш стійким комплексом є  $[Ag(CN)_2]^-$ , найменш –  $[Ag(NO_2)_2]^-$ .

Стійкість комплексних йонів залежить від концентрації розчину. Висока концентрація сприяє стійкості комплексу, розбавлення розчину викликає розпад комплексного йона, тобто викликає повну дисоціацію:

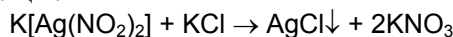


Таким чином, комплексні сполуки з більшою константою нестійкості за своїми хімічними властивостями подібні до подвійних солей і

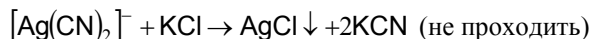
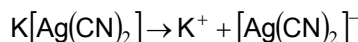
---

## Лабораторний практикум

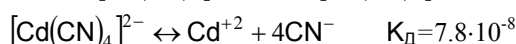
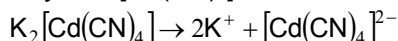
йони внутрішньої сфери можуть легко визначатися за допомогою якісних хімічних реакцій:



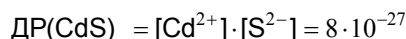
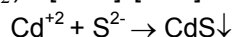
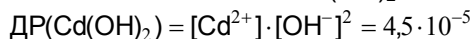
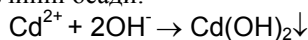
І навпаки, стійкі комплексні йони дисоціюють в розчинах в незначній кількості, тому визначити йони внутрішньої сфери якісними реакціями неможливо:



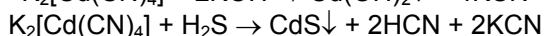
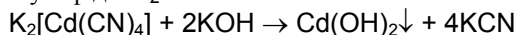
В загальному випадку, зміщення рівноваги дисоціації в системах, що мають в своєму складі комплексні йони, визначається за принципом Ле Шательє, тобто хімічна рівновага зміщується в бік найбільш міцного зв'язування комплексоутворювача або ліганда. Наприклад, для комплексної сполуки  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$  можна записати:



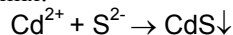
Відомо, що катіони  $\text{Cd}^{2+}$  утворюють з гідроксид-аніоном  $\text{OH}^-$  і сульфід-аніоном  $\text{S}^{2-}$  нерозчинні осадки:



при цьому добуток розчинності кадмій гідроксиду  $\text{ДР}(\text{Ca}(\text{OH})_2)$  значно більший константи нестійкості  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ , а остання більша добуток розчинності кадмій сульфіда ( $\text{ДР}(\text{CdS})$ ). Тому комплекс  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$  не реагує з лугами (стійкий в лужному середовищі), а утворює кадмій сульфід з  $\text{H}_2\text{S}$ .



Скорочене йонне рівняння:



## **§57. Порядок назви комплексних сполук**

Назви комплексних сполук здійснюються за загальним правилом систематичної номенклатури: спочатку називають катіон, а потім – аніон у родовому відмінку. Назву комплексного катіону вказують таким чином: спочатку вказують число лігандів грецькими числівниками (1 – моно, 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 –

## Лабораторний практикум

окта), потім назву лігандів з закінченим "о", останнім називають комплексоутворювач (українська назва), вказуючи його ступінь окиснення (в дужках римськими цифрами). Наприклад:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  – діамінаргентум (I) хлорид

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_2]\text{SO}_4$  – діаміндіаквокупрум (II) сульфат

### Назви деяких лігандів та їх заряд

$\text{F}^-$  – флуоро

$\text{NO}_3^-$  – ніtrato

$\text{OH}^-$  – гідроксо

$\text{Cl}^-$  – хлоридо

$\text{CN}^-$  – ціано

$\text{SO}_4^{2-}$  – сульфато

$\text{NO}_2^-$  – нітріто

$\text{SCN}^-$  – тіоціанато

$\text{H}_2\text{O}^0$  – акво

$\text{NH}_2^-$  – амідо

$\text{SO}_3^{2-}$  – сульфїто

$\text{NH}_3^0$  – амін

Якщо в сполуку входить комплексний аніон, то спочатку називають катіон, а потім вказують кількість лігандів, їх назву, далі українську назву комплексоутворювача з закінченням – "ат" з вказуванням ступеня окиснення:

$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_2]$  – натрій гексанітрітокобальтат (III)

$\text{K}_4[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{SO}_4)_4]$  – калій діамінтетрасульфатоплатинат (IV);

$\text{Ba}[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})_4]_2$  – барій діаквотетраціаноферат (III)

## §58. Експериментальні дослідження

### Властивості комплексних сполук

**Обладнання і реактиви:** пробірки, вата, індикаторний папір, розчин залізоамонійних галунів, натрій гідроксид, амоній гідроксид, хлоридна і нітратна кислоти, ферум трихлорид, купрум (II) сульфат, аргентум нітрат, кобальт (II) хлорид, калій тіоціанат, трикалій гексаціаноферат, станум (II) хлорид, хромтрихлорид  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  кристалічний, бромідна кислота концентрована.

#### 1. Дисоціація подвійної солі

У дві пробірки налейте по 5 – 6 крапель залізоамонійних галунів  $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . В одну пробірку долейте 3 – 4 краплі розчину натрій гідроксиду. Закрийте пробірку ватним тампоном, на який покладіть зволожений індикаторний папірець. Що спостерігаєте? У другу пробірку додайте 2 – 3 краплі калій тіоціанату. Напишіть рівняння дисоціації галунів, рівняння проведених дисоціацій. Поясніть різницю між подвійними і комплексними солями.

---

## 2. Порівняння стійкості солей Феруму

В одну пробірку налейте розчину ферум (III) хлориду, в другу – калій гексаціаноферату (III). До кожної додайте по 2 – 3 краплі калій тіоціанату. Що спостерігаєте? Чим це визвано? Складіть рівняння дисоціації гексаціаноферату, напишіть вираз константи стійкості і нестійкості комплексу. Зробіть висновок про стійкість комплексу.

## 3. Одержання комплексних аміакатів Аргентуму і Купрум

а) До 3 – 4 крапель розчину аргентум нітрату прилийте 3 – 4 краплі розчину хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? До утвореного розчину додайте амоній гідроксиду до отримання безбарвного прозорого розчину. До одержаного розчину додайте декілька крапель нітратної кислоти. Запишіть рівняння реакцій, дайте пояснення спостереженням. Зробіть висновок про стійкість комплексу.

б) До 3 – 4 крапель розчину купрум (II) сульфату додайте по краплях амоній гідроксиду до розчинення осаду. Напишіть рівняння реакції. Назвіть комплексну сполуку. Визначте заряд комплексоутворювача, координаційне число.

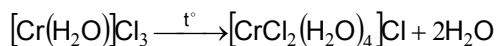
## 4. Вплив концентрації розчину на комплексоутворення

До 3 – 4 крапель розчину кобальт (II) хлориду долийте насичений розчин калій тіоціанату. Що спостерігаєте? Складіть рівняння комплексоутворення, назвіть сполуки. Розбавте розчин дистильованою водою. Чому змінилося забарвлення розчину? Зробіть висновок про стійкість комплексу.

## 5. Гідратна ізомерія хром (III) хлориду

Декілька кристаликів хром (III) хлориду розчиніть у воді.

Прибавте 1 – 2 краплі станум (II) хлориду і нагрійте. В зв'язку з перебудовою комплексу колір розчину змінюється від фіолетового до зеленого:



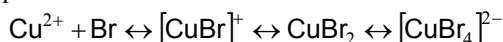
Напишіть рівняння в молекулярній і йонній формі, назвіть сполуки, вкажіть координаційні числа, комплексоутворювач, ліганди.

## 6. Ступінчате утворення комплексів

До розчину купрум (II) сульфату голубого кольору доливайте невеликими порціями концентрований розчин бромідної кислоти. Спо-

### Лабораторний практикум

стерігайте зміну забарвлення: голу-  
бе-зелене-коричневе-темно-вишневе.



При доливанні води йде зворотна зміна забарвлення.  
Напишіть повні молекулярні рівняння. Назвіть сполуки.

### §59. Контрольні питання

- Вкажіть, в якому з комплексів заряд комплексоутворювача рівний +2:  
1)  $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ ; 3)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{NO}_2]\text{Br}$ ;  
2)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{BrO}_3)_2$ ; 4)  $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_2]$ .  
Назвіть дані комплексні сполуки. Напишіть константи нестійкості комплексних йонів цих сполук.
  - Які із сполук ілюструють йонізаційний тип ізомерії:  
1)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Br}_2$ ; 3)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{Cl}_2$ ;  
2)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})]$ ; 4)  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$ ?  
Відповідь обґрунтуйте. Назвіть вищевказані сполуки. Вкажіть комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, внутрішню і зовнішню сферу за формулами комплексів.
  - Визначте число молей нітратної кислоти, яка реагує при взаємодії 19,7 г золота з “царською водкою”, утворюючи йон тетрахлоаурату (III):  
1) 0,1; 2) 0,2; 3) 0,3; 4) 0,4.  
Відповідь мотивуйте, написавши рівняння реакції і зробивши розрахунки. Напишіть вираз константи стійкості тетрахлоаурату (III).
  - При злитті яких із вказаних розчинів буде йти хімічна взаємодія:  
1)  $\text{Na}[\text{AuCl}_4]$  і  $\text{NaBr}$ ; 3)  $\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$  і  $\text{NH}_3$ ;  
2)  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$  і  $\text{NaCN}$ ; 4)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  і  $\text{NaCN}$ ?  
Дайте мотивовану відповідь. Назвіть продукти можливих реакцій, вкажіть координаційні числа, комплексоутворювач, ліганди, зовнішню і внутрішню сферу комплексів.
  - Які із сполук є катіонними комплексами:  
1)  $\text{Na}(\text{NH}_4)_2[\text{Rh}(\text{NO}_2)_6]$ ; 3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ ;  
2)  $(\text{NH}_4)_2[\text{I}_2(\text{SO}_3)_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]$ ; 4)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_2$ ?  
Назвіть їх, запишіть вирази констант нестійкості комплексних йонів.
  - В якому з октаедричних комплексів заряд комплексоутворювача рівний +3:  
1)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{F}_3]$ ; 3)  $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-}$ ;  
2)  $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ; 4)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ ?
-

## Лабораторний практикум

Відповідь мотивуйте. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексних солей (електролітів), дайте константи стійкості комплексних йонів.

7. Вкажіть, яку речовину слід додати до розчину тетраамінкупруму (II) сульфату щоб зруйнувати комплексний йон:

- 1)  $\text{H}_2\text{S}$ ;      2)  $\text{HCl}$ ;      3)  $\text{NaOH}$  (розб.);      4)  $\text{NH}_3$ ?

Відповідь підтвердіть написанням відповідної реакції. Вкажіть координаційне число, комплексоутворювач, ліганди, зовнішню і внутрішню сфери комплексної сполуки, дайте вираз константи нестійкості комплексного йону.

8. Які з перчислених сполук є аніонними комплексами:

- 1)  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$ ;      3)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_2]$ ;  
2)  $(\text{NH}_4)_5[\text{I}_2(\text{SO}_3)_2\text{Cl}_4]$ ;      4)  $\text{K}_2[\text{Be}(\text{SO}_4)_2]$ ?

Назвіть приведені вище сполуки, напишіть рівняння їх електролітичної дисоціації. Запишіть вирази для констант стійкості аніонних комплексів.

9. Які із сполук мають координаційний тип ізомерії:

- 1)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ ;      2)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ ;  
2)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{PtCl}_4)$ ;      4)  $[\text{CuCl}_4][\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]$ ?

Назвіть наведені вище сполуки, напишіть рівняння електролітичної дисоціації та вираз константи стійкості комплексних йонів для сполук з координаційним типом ізомерії.

10. Розчини яких з перчислених комплексів будуть забарвленіми:

- 1)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ;      3)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  
2)  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$ ;      4)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ?

Відповідь мотивуйте, записавши рівняння електролітичної дисоціації цих солей. Назвіть комплексні солі. Вкажіть комплексоутворювач, ліганд, координаційне число, внутрішню і зовнішню сфери комплексів.

## **§60. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

### **Варіант 1**

1. Дайте історичне визначення комплексних сполук. Наведіть приклади.
2. Що означає термін “координаційне число”?
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів-комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:



### Лабораторний практикум

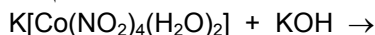
а)  $K_3[Fe(CN)_6]$ ; б)  $[Au(NH_3)_2]Cl$ ; в)  $K[CuCl_2]$  .

4. Напишіть формули солей:

а) ферум (II) гідроксохлорид; б) калій диціанокупрат (I);

в) калій дихлородибромоплатинат (II) .

5. Допишіть рівняння реакції:



### Варіант 2

1. Наведіть основні положення координаційної теорії будови комплексних сполук.

2. Що означає термін “ліганд”? Наведіть приклади відомих лігандів.

3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів–комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:

а)  $[Au(NH_3)_4]Cl_3$ ; б)  $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$ ; в)  $Na_3[Co(CN)_6]$  .

4. Напишіть формули солей:

а) манган (II) гідроксохлорид; б) гексаакванікол (II) гідроксид;

в) калій тетрахлородибромоплатинат (IV) .

5. Допишіть рівняння реакції:



### Варіант 3

1. Як класифікують комплексні сполуки? Наведіть приклади.

2. Що означає термін “йон-комплексоутворювач”? Які йони можуть утворювати комплексні сполуки?

3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів–комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:

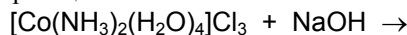
а)  $K[Co(NO_3)_4]$ ; б)  $[Cu(NH_3)_2(H_2O)_2]Cl_2$ ; в)  $K_3[Fe(NO_2)_6]$

4. Напишіть формули солей:

а) кобальт (II) фосфат; б) калій пентахлороамінплатинат (IV);

в) гексааквакобальт (III) хлорид.

5. Допишіть рівняння реакції:



### Варіант 4

1. Дайте сучасне визначення комплексних сполук. У чому полягає його перевага перед історичним визначенням?
2. Що означає термін “внутрішня сфера”?
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів-комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:

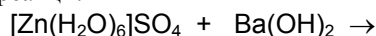
а)  $K_4[Zn(CN)_6]$ ; б)  $[Ag(NH_3)_2]_2SO_4$ ; в)  $Na_2[Cu(CN)_4]$ .

4. Напишіть формули солей:

а) нікол (II) нітрат; б) калій гексаціаноферат (II);

в) діамінаргентум (I) нітрат.

5. Допишіть рівняння реакції:



### Варіант 5

1. Номенклатура комплексних сполук катіонного типу.
2. Що означає термін “зовнішня сфера”?
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів-комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:

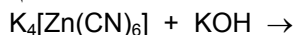
а)  $[Cr(H_2O)_6]PO_4$ ; б)  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ ; в)  $K[Fe(NH_3)_3(CN)_3]$ .

4. Напишіть формули солей:

а) ферум (III) нітрат; б) калій гексаціаноферат (III);

в) калій дибромодінітратодихлорокобальтат (III).

5. Допишіть рівняння реакції:



### Варіант 6

1. Номенклатура комплексних сполук аніонного типу.
2. Чому дорівнює сума ступенів окиснення всіх складових частин комплексних сполук?
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів-комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:

а)  $[Cu(H_2O)_4]Cl_2$ ; б)  $[Zn(NH_3)_6]SO_4$ ; в)  $K[Co(NO_3)_4(H_2O)_2]$ .

4. Напишіть формули солей:

а) тетрааквадіамінкобальт (III) хлорид; б) плюмбум (II) бромід;

в) калій тетранітратокупрат (II).

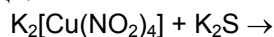
5. Допишіть рівняння реакції:

### Лабораторний практикум



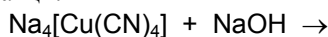
#### Варіант 7

1. Що називають константою нестійкості комплексів?
2. За допомогою яких хімічних зв'язків утворюються комплекси?
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів–комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:  
а)  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ; б)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ ; в)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .
4. Напишіть формули солей:  
а) калій гексаіодоалюмінат (III); б) хром (III) гідрогенфосфат;  
в) тетраамінплатина (II) хлорид.
5. Допишіть рівняння реакції:



#### Варіант 8

1. Що називають константою стійкості комплексів?
2. Як пов'язанні між собою величина заряду і координаційне число комплексоутворювача?
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів–комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:  
а)  $\text{K}[\text{CuCl}_2]$ ; б)  $[\text{Au}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$ ; в)  $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_4]$ .
4. Напишіть формули солей:  
а) хром (III) сульфат; б) натрій гексанітратокобальтат (III);  
в) калій гексахлороплатинат (IV).
5. Допишіть рівняння реакції:

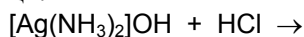


#### Варіант 9

1. Як класифікують комплексні сполуки? Наведіть приклади.
  2. Як відбувається первинна дисоціація комплексних сполук? Наведіть приклади.
  3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів–комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:  
а)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ ; б)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ; в)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$ .
  4. Напишіть формули солей:  
а) аурум (III) сульфат; б) діамінаргентум (I) гідроксид;  
в) натрій тетранітратокупрат (II).
-

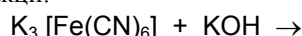
### Лабораторний практикум

5. Допишіть рівняння реакції:



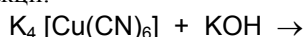
#### **Варіант 10**

1. Наведіть основні положення координаційної теорії будови комплексних сполук.
2. Як відбувається вторинна дисоціація комплексних сполук? Наведіть приклади.
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів-комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:  
а)  $[\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]\text{Cl}_2$ ; б)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ ; в)  $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CN})_6]$ .
4. Напишіть формули солей:  
а) ферум (II) хлорид; б) калій дисульфатотетрааквацинкат(II);  
в) тетраамінаурум (III) фосфат.
5. Допишіть рівняння реакції:



#### **Варіант 11**

1. Дайте історичне визначення комплексних сполук. Наведіть приклади.
2. Які реакції називають реакціями комплексоутворення? Наведіть приклади.
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів-комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:  
а)  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ ; б)  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ; в)  $\text{K}[\text{Fe}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_4]$ .
4. Напишіть формули солей:  
а) натрій дигідрофосфат; б) калій гексафтороалюмінат (III);  
в) тетрааквацинк (II) хлорид.
5. Допишіть рівняння реакції:

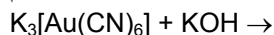


#### **Варіант 12**

1. Номенклатура комплексних сполук аніонного типу.
2. Як зв'язані між собою добуток розчинності (ДР) речовин і константа нестійкості ( $K_{\text{нест}}$ ) комплексних сполук? Коли відбувається руйнування комплексу?
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів-комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:

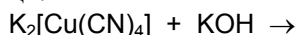
### Лабораторний практикум

- а)  $K_2[CuF_4]$ ; б)  $Na[B(NO_3)_4]$ ; в)  $K_4[Fe(CN)_6]$  .  
4. Напишіть формули солей:  
а) калій тетрагіоціаноферат (II); б) ферум (III) сульфат;  
в) натрій тетрасульфатоаргентат (I).  
5. Допишіть рівняння реакції:



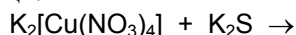
#### **Варіант 13**

1. Номенклатура комплексних сполук катіонного типу
2. Як залежить стійкість комплексних сполук від концентрації розчину?
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів–комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:  
а)  $[Cr(NH_3)_2(H_2O)_4]PO_4$ ; б)  $[Pt(NH_3)_2]Cl_2$ ; в)  $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$  .
4. Напишіть формули солей: а) пентаамінхлорокобальт (III) хлорид;  
б) манган (II) карбонат; в) триакватриамінхром (III) хлорид.
5. Допишіть рівняння реакції:



#### **Варіант 14**

1. Дайте сучасне визначення комплексних сполук. У чому полягає його перевага перед історичним визначенням?
2. Що означає термін “ліганд”? Наведіть приклади відомих лігандів.
3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів–комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:  
а)  $K_3[CrF_6]$ ; б)  $[Cd(NH_3)_2]Cl_2$ ; в)  $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ .
4. Напишіть формули солей: а) калій тетранітратоферат (II);  
б) аурум (I) дигідрогенфосфат; в) калій тетрахлороплатинат (II).
5. Допишіть рівняння реакції:



#### **Варіант 15**

1. Наведіть основні положення теорії будови комплексних сполук Вернера.
  2. Що означає термін “координаційне число”? Як воно зв'язано із зарядом комплексоутворювача ?
  3. Який йон є комплексоутворювачем в солях, що наведені? Визначіть ступінь окиснення йонів–комплексоутворювачів, їх координаційне число та дайте назви вказаним солям:
-

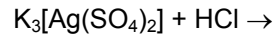
Лабораторний практикум

а)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$ ; б)  $\text{Ba}[\text{Ag}(\text{NO}_3)_2]_2$ ; в)  $\text{Na}[\text{Fe}(\text{NH}_3)_3(\text{CN})_3]$  .

4. Напишіть формули солей: а) ферум (III) карбонат;

б) тетрааквахром (II) хлорид; в) калій гексаціаноаурат (III).

5. Допишіть рівняння реакції:



---

---

---

---

---



## Розділ IX. КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ

### Теоретична частина

#### §61. Основні положення

Колоїдні системи відносяться до дисперсних систем, тобто до систем, в яких одна речовина у вигляді частинок різної величини розподілена в другій речовині. Якщо колоїдні частинки знаходяться в рідкому середовищі, то такі системи, як правило, називаються колоїдними розчинами або золями.

**Колоїдними називаються ультрамікродисперсні високогетерогенні системи з розмірами часточок 1–100 нм.** Часточки колоїдних систем значно більші від молекул (йонів), з яких складається дисперсійне середовище.

Це призводить до наявності поверхні розділу між частками і середовищем. Колоїдні системи відносяться до відносно стійких систем, але з часом вони руйнуються.

Колоїдні системи діляться на дві групи: ліофобні і ліофільні (або розчини високомолекулярних сполук – ВМС).

До ліофобних колоїдів відносяться системи, в яких частки дисперсної фази не взаємодіють або слабо взаємодіють з дисперсійним середовищем. Такі розчини одержують з затратою енергії, і вони стійкі при наявності стабілізаторів. До розчинів ВМС (ліофільних) відносяться системи, які утворюються довільно, завдяки сильній взаємодії дисперсної фази і дисперсійного середовища.

Розчини ВМС є термодинамічно оборотними гомогенними молекулярними системами, здатними зберігати агрегатну стійкість без стабілізатора.

Колоїдним системам властиві електрокінетичні явища – електрофорез, електроосмос. Електрокінетичні явища свідчать про те, що на межі поділу фаз виникає подвійний електричний шар, який є тонким поверхневим шаром просторово розділених електричних зарядів протилежного знака. У дисперсних системах подвійний електричний шар утворюють йони і дипольні молекули. Йонний подвійний електричний шар виникає або внаслідок дисоціації йоногенних груп речовин твердої фази, або внаслідок вибіркової адсорбції йонів, що добудовують кристалічну решітку твердої фази. Отже, на межі «тверда фаза» і «розчин» виникає подоба конденсатора, внутрішня оболонка

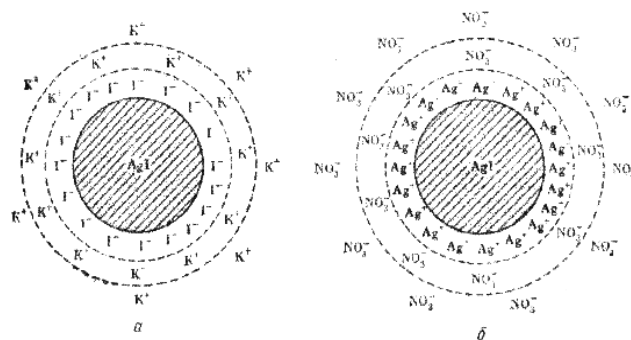
---

## Лабораторний практикум

якого утворена потенціалвизначальними йонами, а зовнішня – протиіонами.

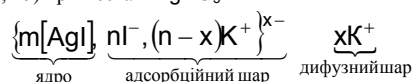
Виникнення подвійного електричного шару за допомогою вибіркової адсорбції йонів розглянемо на прикладі утворення колоїдних часточок AgI при взаємодії AgNO<sub>3</sub> та KI у їхніх дуже розбавлених розчинах при невеликому надлишку KI (стабілізатор). На поверхні кристалів переважно адсорбуються йони, що утворюють кристалічну решітку або подібні до них. У цьому випадку адсорбуються йони I<sup>-</sup>, і поверхня кристалів AgI матиме негативний заряд. Протиіони K<sup>+</sup> перебувають під дією електричного поля зарядженої поверхні і теплового руху, що прагне рівномірно розподілити їх в об'ємі. Це призводить до закономірного динамічного розподілу протиіонів, що подібно хмарі, густина якої зменшується в міру віддалення від зарядженої поверхні. Зовнішня межа цієї хмари протиіонів визначає товщину подвійного електричного шару.

Внаслідок гідратації твердої поверхні та йонів межа ковзання при відносному переміщенні фаз проходить на деякій відстані від твердої поверхні. При цьому подвійний електричний шар поділяється на адсорбційну і дифузну частини. Адсорбційна частина подвійного електричного шару складається з потенціалвизначальних йонів і частини протиіонів. Дифузна частина електричного шару утворена рештою протиіонів.



**Рис.20.** Схема будови міцели золю аргентум іодиду

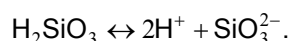
а) при нестачі KI; б) при нестачі AgNO<sub>3</sub>



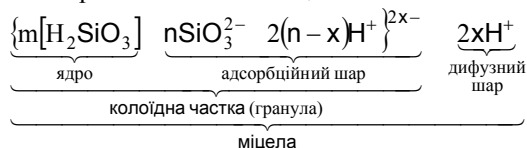


### Лабораторний практикум

Ядро колоїдної частки силікатної кислоти складається з великої кількості молекул  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Молекули поверхні ядра дисоціюють на йони:



Йони  $\text{SiO}_3^{2-}$  адсорбуються поверхнею ядра, яка набуває негативного заряду. Загальна кількість протиіонів дорівнює  $2n\text{H}^+$ . Частина цієї кількості протиіонів  $2(n-x)\text{H}^+$  міститься в адсорбційному шарі, який разом з ядром називається колоїдною часткою або гранулою. Решта протиіонів міститься за поверхнею ковзання у вільному об'ємі розчину. Такий шар називається дифузним. Ядро разом з адсорбційним і дифузним шаром називається міцелою.



Виникнення заряду колоїдних часточок зв'язане з вибірковою адсорбцією йонів з розчину ядром часточки. Коли поверхня твердого тіла адсорбувала з розчину йони певного знака заряду, тверда поверхня набуває відповідного заряду. Йони протилежного знака заряду притягуються до твердої поверхні, внаслідок чого утворюється подвійний електронний шар. Колоїдна часточка безперервно рухається. Разом з нею рухається також адсорбційний шар рідини, який нерухомо зв'язаний з нею. В адсорбційному шарі є певний надлишок протиіонів. Сумарний заряд цієї нерухомої системи, від якого безпосередньо залежить сила відштовхування, складається із алгебраїчної суми зарядів потенціалвизначальних йонів і зарядів протиіонів, що містяться в адсорбційному шарі і рідині.

У постійному зовнішньому електричному полі колоїдна часточка переміщується до електрода, знак заряду якого протилежний знакові заряду поверхні колоїдної часточки. Це явище називають **електрофорезом**.

**Електроосмосом** називається перенесення рідини під дією зовнішнього електричного поля до електрода, який заряджений однаково з поверхнею твердої фази.

Електрофорез і електроосмос – це електрокінетичні явища.

Наявність заряду колоїдних часточок зумовлює стійкість колоїдних систем. Електрофорез і електроосмос застосовуються на практиці.

Електрофорез застосовують для розділення, виділення і дослідження білків.

За допомогою електроосмосу видаляють вологу з капілярно-пористих систем і знижують рівень ґрунтових вод на будівництві гідротехнічних споруд. Колоїдні часточки ґрунту заряджені негативно, а протиїони – позитивно. Внаслідок цього вода захоплюється протиїонами і переміщується під дією електричного струму до негативного електрода.

Ліофобні колоїди – термодинамічно нестійкі системи, що існують завдяки стабілізації за рахунок утворення захисних йонних або молекулярних шарів. При зміні стану захисних шарів може пройти порушення стійкості колоїдів.

**Коагуляцією** називається злиття колоїдних часточок з утворенням більших агрегатів і наступною втратою ними кінетичної стійкості.

Коагуляція колоїдних розчинів може бути викликана різними факторами:

- а) добавкою електроліту,
- б) нагріванням або охолодженням,
- в) механічною дією.

Найбільш важливим і вивченим фактором коагуляції є дія електродів.

При збільшенні концентрації колоїдів у розчині підвищується в'язкість і відбувається поступове перетворення золю в гель. **Гель** – це структура у формі просторових сіток, які утворюють колоїдні часточки. Ці часточки, на відміну від золю, практично втрачають поступальний рух у сітці гелю, що утворилася. **Гелеутворенням** називають процес переходу колоїдної системи з рідкого стану в твердоподібний.

Утворення гелю – результат зчеплення часток під впливом діючих між ними сил. Утворення структури і її властивості залежать від стану і властивостей поверхні часток дисперсної фази. Важливу роль відіграє неоднорідність поверхні, тобто наявність на поверхні участків з різними властивостями. Часточки злипаються незахищеними участками, особливо ребрами і вершинами, утворюється просторова сітка, вічка якої заповнені рідиною. Тверді часточки дисперсної фази зв'язані в один безперервний міцний каркас. Дисперсна фаза не відділяється від дисперсійного середовища.

Між двома колоїдними часточками існує взаємодія, особливо, якщо часточки мають форму паличок або пластинок. Така взаємодія призводить до взаємного притягування цих часточок. Виникають сла-

## Лабораторний практикум

бко зв'язані структури з гелеподібним станом. Енергія їх взаємного притягання досить слабка, тому такі структури легко руйнуються при перемішуванні, але через деякий час спокою золь, який утворюється, знову перетворюється в гель.

**Тиксотропією** називають явище ізотермічного оборотного переходу гелю в золь (золя в гель) при перемішуванні, струшуванні. Тиксотропні структури виникають лише при певних концентраціях колоїдних часточок і електролітів. Тиксотропія відіграє негативну роль в землеробстві, оскільки тиксотропні ґрунти погано проникні для води і повітря, тому в них часто розвиваються відновлювальні процеси. Показання фізичних властивостей таких ґрунтів можна досягнути висушуванням, внесенням коагуляторів з мінеральними добривами (сполуки магнію). Тиксотропія різко виражена в плавунах.

Деякі драгли також мають тиксотропні властивості. Механічна дія порушує зв'язок між макромолекулами, і вся система стає рідкою. Через певний час зв'язки відновлюються і знову утворюються драгли.

В драглях між молекулами високомолекулярної сполуки (ВМС) зв'язки зміцнюються. Зміцнення зв'язків призводить до специфічного явища, яке називають **синерезисом**. При синерезисі об'єм драглі зменшується і рідина, яка виділяється з драглю, утворює нову фазу. При цьому друга драглеподібна мікрофаза продовжує зберігати форму посудини, в якій знаходились драгли. Інколи синерезис протікає завдяки проходженню в драглях хімічних процесів, наприклад розклад ВМС.

При розчиненні ВМС однією з стадій є набухання. **Набухання** являє собою самочинний процес поглинання високомолекулярними сполуками великих об'ємів низькомолекулярної рідини, яке супроводжується значним збільшенням об'єму ВМС. При набуханні проходить дифузія молекул розчинника у високомолекулярну сполуку.

Розрізняють обмежене і необмежене набухання. При обмеженому набуханні драгли вбирають певну кількість рідини, після чого набухання припиняється, встановлюється рівновага. При необмеженому набуханні рідина, проникаючи в драгли, послаблює зв'язки між окремими макромолекулами. Це призводить до руйнування драглі. Обмежене набухання може переходити в необмежене при підвищенні температури. Так, желатина обмежено набухає у воді при кімнатній температурі. Але при нагріванні до 40-42 °С набухання стає вже необмеженим, утворюється розчин.

Набухання відіграє певну роль у фізіології рослин. Так, першою стадією пророщування зерна є його набухання, тобто збільшення його

---

об'єму після змочування. Лише після набухання зерна можливі процеси, які супроводжують ріст, розвиток і не проходять при сухому стані гелю (зерно).

Грунти також набухають. Об'єм ґрунту збільшується при зволоженні і зменшується при висушуванні. Набухання ґрунту зумовлюють ґрунтові колоїди, що знаходяться в стані гелю.

## **§62. Експериментальні дослідження**

### **Добування та властивості колоїдних розчинів**

**Обладнання і реактиви:** колби на 50, 100 мл, хімічні склянки на 500 мл, 100 мл, целофанові мішечки, пробірки, ферум (III) хлорид, калій іодид, аргентум нітрат, амоній хлорид, амоній гідроксид, хлоридна кислота, калій тіоціанат, діамоній сульфат.

#### **1. Добування колоїдного розчину ферум гідроксиду методом гідролізу**

У колбу наливають 50 мл дистильованої води і нагрівають до кипіння. У киплячу воду по краплях доливають 3–5 мл 2% розчину ферум (III) хлориду. Виникає колоїдний розчин жовто-цегляного кольору.

Нарисуйте схему будови міцели ферум (III) гідроксиду.

#### **2. Добування золя аргентум іодиду реакцією подвійного обміну**

В одну колбу наливають 3 мл 0,01Н розчину калій іодиду, а потім помалу при перемішуванні 2 мл 0,01Н розчину аргентум нітрату. У другу колбу наливають 2 мл 0,01Н розчину калій іодиду і 3 мл 0,01Н розчину аргентум нітрату. Утворилися два колоїдні розчини з протилежними зарядами гранул. Нарисуйте схеми будови міцел.

#### **3. Добування золя алюміній гідроксиду методом пептизації**

У колбу наливають 20 мл 1% розчину амоній хлориду і по краплях амоній гідроксиду до випадання осаду. Осад декілька раз промийте водою і перенесіть в склянку. Додайте до осаду 300 мл дистильованої води і по краплях 0,1Н хлоридної кислоти до утворення колоїдного розчину. Нарисуйте схему будови міцели алюміній гідроксиду.

#### 4. Діаліз колоїдного розчину ферум (III) гідроксиду

У целофановий мішечок наливають 3–5 мл колоїдного розчину ферум(III) гідроксиду. Опустіть мішечок з розчином в склянку з водою 3 20–30 мл дистильованої води.

У другий целофановий мішечок наливають 3–5 мл 0,2Н розчину ферум (III) хлориду і поміщують в склянку з водою (контроль). Через 10 хвилин перевірте забарвлення води в стаканах.

Перевірте воду в склянках на вміст йонів Хлору і Феруму, використавши 0,5% розчин аргентум нітрату і 3Н розчин калій тіоціанату.

Поясніть спостереження.

#### 5. Вивчення коагуляції колоїдного розчину

У три пробірки налейте по 5 мл золя ферум (III) гідроксиду. У першу додайте 0,2Н розчину амоній сульфату, в другу – 2Н розчину амоній хлориду. Порівняйте розчини. Зробіть висновок про коагулятивну властивість електролітів.

### §63. Контрольні питання

1. Дисперсні системи складаються із:
    - 1) дисперсної фази; 2) дисперсійного середовища;
    - 3) дисперсної фази і дисперсійного середовища.
  2. Розмір колоїдних часточок можна визначити методом:
    - 1) криоскопічним; 2) дифузійним; 3) седиментаційним;
    - 4) дифузійним і седиментаційним.
  3. Подвійний електричний шар складається із:
    - 1) дифузного шару; 2) адсорбційного шару; 3) дифузного і адсорбційного шарів; 4) міцелярного шару.
  4. Електрофорез – це рух під дією зовнішнього електричного поля:
    - 1) дисперсійного середовища; 2) колоїдних часточок у напрямку до протилежно зарядженого електрода; 3) колоїдних часточок;
    - 4) молекул води.
  5. Електроосмос – це рух під дією зовнішнього електричного поля:
    - 1) колоїдних часточок; 2) колоїдних часточок і дисперсійного середовища; 3) дисперсійного середовища; 4) дисперсійного середовища в напрямку до електрода, який заряджений однойменно з поверхнею твердої фази; 5) молекул води.
  6. Взаємна коагуляція проходить:
-

### Лабораторний практикум

- 1) під дією суміші електролітів; 2) під дією випромінювання;
  - 3) при змішуванні двох золів з протилежними зарядами часточок;
  - 4) при діалізі; 5) під дією одного електроліту.
7. До електрокінетичних явищ відносять:
- 1) електрофорез; 2) осмос; 3) електрофорез, електроосмос, ефект протікання, ефект седиментації; 4) коагуляцію; 5) седиментацію.
8. Стабілізатори при одержанні колоїдних систем:
- 1) понижують стійкість систем; 2) підвищують стійкість систем;
  - 3) не змінюють стійкість систем; 4) понижують і підвищують стійкість систем.
9. До методів одержання колоїдних систем відносять:
- 1) дисперсійний; 2) дифузійний; 3) конденсаційний;
  - 4) пептизацію; 5) сублімацію; 6) ебуліоскопію.
10. Адсорбційний шар колоїдних часточок складається з:
- 1) тільки протиіонів; 2) частини протиіонів;
  - 3) потенціалвизначаючих йонів; 4) потенціалвизначаючих йонів і частини протиіонів; 5) всіх протиіонів.
11. Укажіть фактори, які викликають коагуляцію:
- 1) добавка електролітів; 2) глибокий діаліз; 3) зміна температури;
  - 4) добавка колоїдних розчинів з протилежно зарядженими колоїдними часточками; 5) добавка інгібіторів; 6) добавка розчинів високомолекулярних сполук.
12. Умови одержання колоїдних систем – це:
- 1) мала розчинність диспергованої речовини в даному дисперсійному розчині; 2) наявність каталізатора; 3) наявність стабілізатора; 4) наявність сенсibilізатора.
13. Діаліз оснований на застосуванні:
- 1) світла; 2) інгібіторів; 3) мембрани, яка пропускає колоїдні часточки; 4) мембрани, яка пропускає йони, молекули, але затримує колоїдні часточки; 5) ферментів.
14. До молекулярно-кінетичних властивостей відносять:
- 1) броунівський рух; 2) розсіювання світла; 3) седиментацію;
  - 4) дифузю; 5) коагуляцію.
15. Електричні властивості колоїдних систем свідчать про те, що колоїдні часточки:
- 1) мають знак заряду “+”; 2) мають знак заряду “-”;
  - 3) мають знак заряду “+”, “-” і можуть у певних умовах бути електронейтральними.
16. Дисперсні системи складаються із:
- 1) дисперсної фази; 2) дисперсійного середовища;
  - 3) дисперсної фази і дисперсійного середовища.

## Лабораторний практикум

17. Подвійний електричний шар складається із:  
1) дифузного шару; 2) адсорбційного шару; 3) дифузного і адсорбційного шарів; 4) міцелярного шару.
18. Пептизацію викликають речовинами:  
1) емульгаторами; 2) стабілізаторами; 3) пептизаторами;  
4) сенсibilізаторами; 5) індикаторами; 6) протекторами.
19. Для очищення колоїдних систем використовується:  
1) седиментація; 2) діаліз; 3) електроосмос;  
4) електродіаліз; 5) криоскопія.
20. Адсорбційний шар колоїдних часточок складається з:  
1) тільки протиіонів; 2) частини протиіонів;  
3) потенціалвизначаючих йонів; 4) потенціалвизначаючих йонів і частини протиіонів; 5) всіх протиіонів.
21. Діаліз оснований на застосуванні:  
1) світла; 2) інгібіторів; 3) мембрани, яка пропускає колоїдні часточки; 4) мембрани, яка пропускає йони, молекули, але затримує колоїдні часточки; 5) ферментів.

### **§64. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

#### **Варіант 1**

1. Які системи називають дисперсними?
2. Які умови одержання колоїдних розчинів?
3. Про що свідчить наявність конуса Тіндала в розчині?
4. Що можна використати для обезвоження ґрунтів?
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,01M KI та 0,001M AgNO<sub>3</sub>?

#### **Варіант 2**

1. Як класифікують дисперсні системи за агрегатним станом?
2. Які процеси використовують для очищення колоїдних систем?
3. Що використовують для колоїдного захисту?
4. Які властивості відносять до молекулярно-кінетичних?
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,001M KI та 0,01M AgNO<sub>3</sub>?

#### **Варіант 3**

1. Який розмір частинок колоїдних систем?
-

### Лабораторний практикум

2. Що таке електроосмос?
3. Які поверхневі явища характерні для дисперсних систем?
4. Діаліз та його використання.
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,01M KCl та 0,001M AgNO<sub>3</sub>?

#### **Варіант 4**

1. Для чого використовують стабілізатори при одержанні колоїдних розчинів?
2. Що таке пептизація та які речовини її викликають?
3. Як побудована міцела?
4. Які розміри колоїдних часточок?
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,001M KCl та 0,01M AgNO<sub>3</sub>?

#### **Варіант 5**

1. Які методи одержання колоїдних розчинів Вам відомі?
2. Які властивості відносять до електрокінетичних?
3. Яке застосування та значення колоїдних розчинів?
4. Для чого використовується електричний струм при електродіалізі?
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,03M AgNO<sub>3</sub> та 0,001M KBr?

#### **Варіант 6**

1. Яким методом можна визначити розмір колоїдних часточок?
2. З чого складається подвійний електричний шар?
3. Що таке електрокінетичний потенціал?
4. Практичне застосування колоїдних розчинів.
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,001M NaBr та 0,01M AgNO<sub>3</sub>?

#### **Варіант 7**

1. На чому оснований метод діалізу?
2. Які властивості відносять до молекулярно – кінетичних?
3. Які види набухання Вам відомі?
4. Про що свідчать електричні властивості колоїдних систем?
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,01M LiI та 0,005M AgNO<sub>3</sub>?

#### **Варіант 8**



### Лабораторний практикум

1. Чим визвано старіння колоїдних систем?
2. Що таке електрофорез?
3. Які фактори впливу на стійкість і коагуляцію?
4. Які поверхневі явища характерні для дисперсних систем?
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,05M AgNO<sub>3</sub> та 0,001M LiI?

#### **Варіант 9**

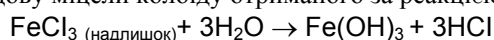
1. Які методи одержання колоїдних розчинів Вам відомі?
2. Що таке седиментаційно – дифузійна рівновага і коли вона настає?
3. З чого складається адсорбційний шар колоїдних часточок?
4. Укажіть види стійкості колоїдних систем?
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,01M RbBr та 0,005M AgNO<sub>3</sub>?

#### **Варіант 10**

1. Яке відношення колоїдних систем до світла?
2. Для чого використовують електричний струм при електродіалізі?
3. Які фактори впливають на коагуляцію?
4. Від чого залежить величина електрокінетичного потенціалу?
5. Напишіть формулу міцели, утвореної зливанням однакового об'єму 0,0004M RbBr та 0,01M AgNO<sub>3</sub>?

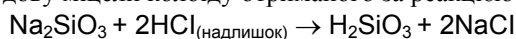
#### **Варіант 11**

1. Адсорбція як процес та його використання.
2. Дисперсійний метод одержання колоїдних систем.
3. Практичне застосування електрофорезу та електроосмосу.
4. Які фактори впливу на стійкість колоїдних систем?
5. Опишіть будову міцели колоїду отриманого за реакцією:



#### **Варіант 12**

1. Конденсаційний метод отримання колоїдних розчинів.
2. Які методи очищення колоїдних розчинів Вам відомі?
3. Які є види стійкості колоїдних розчинів?
4. Що входить в адсорбційний шар?
5. Опишіть будову міцели колоїду отриманого за реакцією:

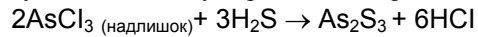


#### **Варіант 13**

---

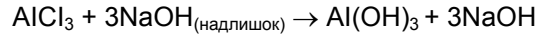
### Лабораторний практикум

1. Які розчини називають колоїдними?
2. Що входить в дифузійний шар?
3. Дайте визначення електрокінетичному потенціалу.
4. Фактори впливу на стійкість колоїдних систем.
5. Опишіть будову міцели колоїду отриманого за реакцією:



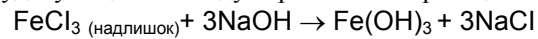
#### **Варіант 14**

1. Класифікація дисперсних систем.
2. Про що свідчать електричні властивості колоїдних систем.
3. Від чого залежить електрокінетичний потенціал?
4. Колігативні властивості колоїдних розчинів.
5. Опишіть будову міцели колоїду отриманого за реакцією:



#### **Варіант 15**

1. Роль колоїдних розчинів в природі.
2. Чим визвано старіння колоїдних систем?
3. Коли настає седиментаційно – дифузійна рівновага?
4. З чого складається подвійний електричний шар?
5. Опишіть будову міцели колоїду отриманого за реакцією:



## Розділ X. ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕ- МЕНТІВ

### Теоретична частина

#### §65. Загальні відомості

##### s- і p-Елементи

Живий організм – це складна біохімічна система, в складі якої цілий ряд сполук, йонів, продуктів їх взаємодії. Хімічні елементи, що входять до складу організму і виконують певні біологічні функції називають **біогенними**. Їх поділяють на **макро– і мікроелементи**. До макроелементів відносять Оксиген, Карбон, Гідроген, Нітроген, Кальцій, Фосфор і інші. Серед мікроелементів – Бор, Алюміній, Силіцій, Ванадій, Хром, Манган, Йод, Селен, Бром, Нікель і інші.

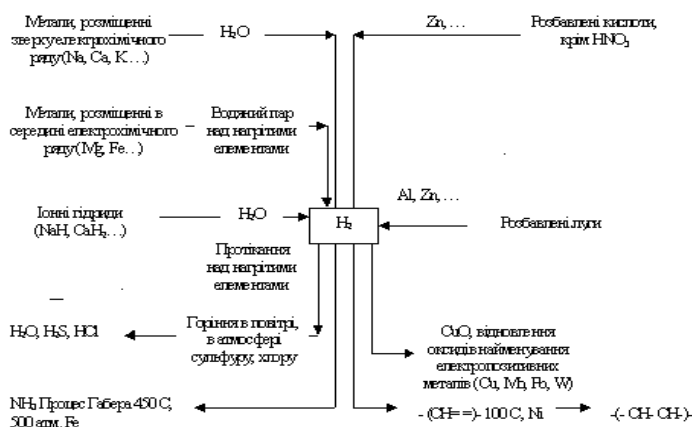
78 елементів входять до складу організму, 44 елементи входять до складу лікарських препаратів, ізотопи 38 елементів використовують для діагностичних цілей і радіотерапії, більше 70 елементів входять до складу матеріалів, що використовуються для виготовлення сучасного обладнання, приладів та інструментів. Тому знання хімії біогенних елементів необхідні для розуміння процесів у живому організмі, оточуючому природному середовищі і для одержання екологічно чистої продукції.

У даному розділі розглядаються лише деякі біогенні елементи: Гідроген, Натрій, Калій, Магній, Кальцій, Бор, Алюміній, Карбон, Силіцій, Нітроген, Фосфор.

**Гідроген** є найбільш розповсюдженим елементом на Землі та Всесвіті. Маса багатьох космічних об'єктів (газові хмари, зірки, Сонце) більш ніж наполовину складається з Гідрогену. В звичайних умовах більша частина Гідрогену знаходиться у вигляді сполук: вільна вода, кристалізаційна вода мінералів, метан, гідроксиди, органічні речовини біомаси рослин та тварин, органічна речовина ґрунту. Гідроген Н (лат. Hydrogenium) – той, що народжує воду. Атомна маса 1,00297. Молекула складається з двох атомів, зв'язаних ковалентним зв'язком. Водень за звичайних умов малоактивний, безпосередньо сполучається з найбільш активними металами, з фтором, на світлі з хлором; при нагріванні водень реагує з багатьма речовинами: з азотом (при наявності каталізатора), з йодом.

---

## Лабораторний практикум



**Рис. 21.** Схема деяких реакцій водню.

Водень у хімічній промисловості в основному використовують для виробництва аміаку, більша частка якого йде на отримання нітратної кислоти та добрив. Крім цього, дигідроген широко використовують для синтезу гідроген хлориду та метанолу. Значна кількість водню використовується у процесах каталічної гідрогенізації жирів, масел, вугілля та нафтових фракцій. У процесі гідрогенізації твердих палив (кам'яного вугілля, сланцю), а також важкого рідкого палива (мазут і кам'яні смоли) отримують легке моторне паливо.

Полум'я при горінні дигідрогену досягає температури 2700 °C, унаслідок чого він застосовують при зварюванні та різанні тугоплавких металів і кварцу. З цією метою використовується енергія рекомбінації атомарного водню у молекулярний. Відновна активність водню використовується у металургії при отриманні металів з оксидів і галогенідів. Рідкий водень застосовують у техніці, як одне з найбільш ефективних реактивних палив. У атомній енергетиці, а також наукових дослідженнях неocenіме значення мають ізотопи Гідрогену – Дейтерій і Тритій. Вирішення проблеми керуваного термоядерного синтезу могло б практично забезпечити людство енергією на довгий час.

**Натрій та Калій** є біогенними макроелементами. Дуже важлива їх роль в регуляції метаболізму живої клітини, в процесах утворення ґрунтів та ґрунтових розчинів – живлюючого середовища рослин. K<sup>+</sup> є важливим активатором більш 60 ферментів усередині клітини, він стабілізує РНК, активізує синтез вуглеводів.

Фізіологічні функції катіонів Mg<sup>2+</sup> та Ca<sup>2+</sup> ґрунтовані на комплексоутворенні з різними біолігандами. За допомогою цих комплексів в

## Лабораторний практикум

організмах тварин активуються і дезактивуються багато ферментів. **Магній** – відомий активатор кіназ-ферментів, пов'язаних з перетворенням фосфатів, ефективно стабілізує подвійну спіраль ДНК, в біохімії рослин особливу роль відіграє комплексна сполука Магнію – хлорофіл. Малорозчинні **сполуки Кальцію** відіграють роль будівельного матеріалу в організмі тварин і рослин. Найдрібніші кристали гідроксопатиту  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$  – неорганічні компоненти скелету тварин та людини.

**Бор** – незамінний біогенний мікроелемент. **Алюміній** утворює численні мінерали, що визначають обмінні і структурні властивості ґрунтів. Алюміній входить до складу тканин і міжклітинних розчинів рослин і тварин. Бор в рослинних клітинах знаходиться переважно в клітинних стінках. Борати уповільнюють деякі ферментативні реакції, через недостатню кількість Бору відбувається руйнування мембран, Бор впливає на метаболізм і транспорт вуглеводів.

**Карбон** входить до складу біомолекул клітин таких класів: білків, нуклеїнових кислот, вуглеводів (цукрів), ліпідів. Вуглеводи та ліпіди використовуються клітиною як будівельні матеріали та паливо. Прикладом використання вуглеводів як будівельного матеріалу є целюлоза – головна складова частина стінок рослин, що надає їм міцність і еластичність. Атмосферний вуглекислий газ впливає на клімат всієї планети, тому що його молекули здатні поглинати лише інфрачервоне випромінювання. **Силіцій** входить до складу біомаси рослин, запобігає поляганню злакових, необхідний для розвитку скелету тварини.

**Нітроген** – один з чотирьох важливих біогенних елементів (Н, С, N, O). Молекули органічних речовин, що містять Нітроген, проявляють функціональну активність в багатьох процесах живої клітини. Ця біогенна функція Нітрогену була б неможливою, якби він одночасно не входив до складу міцних карбонових ланцюгів і циклів біомолекул, не зменшуючи їх міцності. Нітроген входить до складу фосфоліпідів, амінокислот та білків, нуклеїнових кислот, порфінів і хлорофілу. Він складає 3% живої маси і біля 10% сухої маси організму людини. Проблема виробництва їжі завжди має два аспекти – рослинний і тваринний, які найтіснішим чином пов'язані з наявністю в природних агроекоформах засвоюваного Нітрогену і можливістю внесення азотних добрив. Систематичне застосування великих доз Нітрогену призводить до нагромадження в рослинах шкідливих сполук і до негативних змін самого ґрунту. Вимивання мінеральних форм Нітрогену ґрунтовими водами і водами дощів може призвести до забруднення водойм і річок. Систематичне застосування великих доз азотних добрив при

---

## Лабораторний практикум

недостатній кількості органічних зменшує родючість ґрунтів.

В організмі людини в середньому міститься близько 1,5 кг **Фосфору**, на кістки припадає 1,4 кг, що складається з  $\text{Ca}(\text{PO}_4)_3\text{OH}$  – гідроксоапатиту. Добова потреба людини в Фосфорі складає 0,8 –1,0 г. Головним енергоносієм в організмі людини та теплокровних тварин є АТФ.

Фосфор циркулює в екосистемах в єдиній хімічній формі – у вигляді  $\text{PO}_4^{3-}$ . Перетворення Фосфору не зачіпає атмосферу і, головне, хімічні перетворення природних фосфатів і добрив не породжують отруйних фосформісних сполук. Небезпеку для екосистем і людини являють фосформісні пестициди.

### **d-Елементи**

Починаючи з четвертого періоду періодичної системи після лужноземельного елемента Кальцію слідує десять елементів не повторюють характер зміни властивостей як у I-III періодах. Навпаки, за своїми властивостями вони подібні і всі є металами. Їх називають першим рядом перехідних металів. Аналогічна аналогія і у V-VI періодах. У VII -му періоді (незавершеному) - таких елементів всього три: Актиній, Курчатовій, Нільсборій.

За електронною будовою ці елементи називають: **d – елементи**. Електронна формула:  $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$ .

У періодичній системі таких елементів – 35. Всі вони мають більш високу твердість і густину, ніж s- елементи відповідних періодів.

Більшість цих елементів мають важливе біологічне значення.

**Купрум** зустрічається у організмах у невеликих кількостях. Його наявність у розрахунку на суху речовину складає  $10^{-3}$ - $10^{-4}$  %. Купрум наявний у складі білків (гомокупреїн, церулоплазин, купропротеїн та інші) та деяких ферментів і концентрується переважно у печінці. Сполуки Купруму необхідні для синтезу гемоглобіну і фосфоліпідів у організмі людини. Недостатня кількість Купруму призводить до розвитку анемії, перенасичення може сприяти переродженню печінки і анемічним явищам.

Вміст Купруму у рослинах становить близько 0,02% сухої маси. Він стимулює біосинтез хлорофілу і антоціанів, а також фіксацію молекулярного азоту, активує вітаміни групи В, сприяє синтезу білка, підвищує стійкість рослин до грибкових захворювань, позитивно впливає на засухостійкість і морозостійкість рослин.

Нестача Купруму в рослинних кормах викликає захворювання великої рогатої хвороби.

## Лабораторний практикум

Солі Цинку володіють помітною токсичністю. У невеликих кількостях **Цинк** необхідний для нормального функціонування клітинних систем. Він міститься у організмах у порівняно невеликих кількостях  $10^{-2}$  –  $10^{-3}$  %, проте особливо багато його у тканинах морських тварин. Однією з найважливіших функцій Цинку слід вважати його дію у складі ферменту карбонатгідрату. Цей фермент прискорює розклад бікарбонатів у крові людини і тим самим забезпечує необхідну швидкість процесам дихання і газообміну. Ми б задихнулися, якщо б у крові у нас взагалі не було Цинку. Цинк входить до складу гормону інсуліну, який регулює рівень цукру у крові і посилює дію гормонів гіпофізу.

Солі **Кадмію** (а також пил металічного кадмію) і солі **Меркурію** (особливо катіон  $Hg^{2+}$ ) досить токсичні і являють собою велику небезпеку навіть у малих дозах. Відносно їх біологічних властивостей не можна сказати що-небудь із певною достовірністю.

Токсичність парів ртуті настільки велика, що ознаки хронічного отруєння можуть проявлятися у людини, яка пропрацювала у приміщенні, в якому міститься лише 0,0002-0,0003 мг/л ртуті вже через 6 місяців.

Достатньо розбити у кімнаті медичний термометр і залишити неприбраною ртуть, щоб утворити реальну загрозу отруєння. У таких випадках найдрібніші краплини ртуті слід заливати розчином феруму (III) хлориду. Виключно високою токсичністю володіють деякі органічні сполуки Меркурію.

Вміст **Ванадію** у ґрунті 50-260 мг/кг. Він сприяє більш яскравому зеленому забарвленні листків рослин, підвищенню вмісту у них Нітрогену і хлорофілу, посиленню фотосинтезу. У якості мікродобрив використовують амоній метаванадат. Ним обробляють насіння перед посівом, проводять позакореневу підкормку і оприскування рослин. Для тварин і людини сполуки Ванадію отруйні.

**Хром** – постійна складова частина рослинних та тваринних організмів. У крові знаходиться від 0,012 до 0,035% Хрому. Хром входить до складу деяких ферментів, які здійснюють окисно – відновні реакції у клітинах, бере участь у регуляції засвоєння глюкози тканинами тварин.

**Манган** – біоелемент, він необхідний для нормального розвитку організмів. Деякі тварини та рослини накопичують Манган (морська трава, водяний горіх - до 1%). Невелику кількість Мангану накопичують деякі бактерії. У крові людини знаходиться від 0,002 до 0,003% Мангану. Добова потреба людини в Мангані не перевищує 3-5 мг.

---

## Лабораторний практикум

Манган дуже часто міститься у ґрунті у кількості достатній для нормального розвитку рослин - 0,001% або 1 мг/кг сухої маси. Однак при вирощуванні рослин на ґрунтах, багатих на Кальцій, проявляються ознаки нестачі Мангану, водночас як при менших запасах Кальцію та ж сама кількість Мангану повністю задовольняє потреби у ньому рослин. Надлишок Мангану призводить до надмірного нагромадження закисної форми Феруму і до порушення нормального його використання. Манган нагромаджується у листі. У клітини він надходить у формі  $Mn^{2+}$ . Його йони беруть участь у виділенні кисню при фоторозкладанні води. Він входить до складу оксидаз, сприяє надходженню вуглеводів і відтоку їх із листя. Йони Мангану активують деякі дегідрогенази циклу Кребса, забезпечують нормальне функціонування нітратредуктази і сприяють росту клітин. При нестачі Мангану порушується співвідношення елементів мінерального живлення, знижується вміст хлорофілу, уповільнюється фотосинтез і відновлення нітратів.

**Ферум** - хороший комплексоутворювач і як такий входить до складу гемоглобіну у вигляді йону  $Fe^{2+}$ . Гемоглобін транспортує кисень у організмі. Ферум входить до складу міоглобіну і цитохрому, що створюють запас кисню і переносять електрони по клітинам.

Крім того, Ферум знаходиться у печінці і селезінці людини і тварин.

Ферум необхідний і рослинам; він приймає участь у окисно-відновних процесах, у кисневому обміні. При нестачі Феруму у ґрунті рослини хворіють, тормозиться синтез хлорофілу, їх ріст і розвиток.

**Кобальт** бере участь у синтезі гемоглобіну, входить до складу вітаміну  $B_{12}$ , що сприяє утворенню еритроцитів. Нестача Кобальту у кормах визиває хворобу сухотку. Радіоактивний Кобальт використовується для лікування ракових пухлин.

## §66. Експериментальні дослідження

### 1. Вивчення властивостей s-елементів

**Обладнання та реактиви:** штативи лабораторні для пробірок, затискувачі для пробірок, газові пальники; пінцети металічні, чашки фарфорові, металічні сітки, тиглі термостійкі муфельні, палички скляні, захисні окуляри; пробірки, газовідвідні трубки, скельця предметні, апарат Кіппа; метали: цинк, магній, алюміній, калій, натрій, кальцій; кальцій гідрид, 2н розчини кислот ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ), розбавлені розчини лугів  $NaOH$  або  $KOH$ ; фільтрувальний папір, сірка, кальцій гідроксид,  $SiO_2$ , кальцій карбонат, фенолфталеїн, вода дистильована, сульфід, нітриди, фосфіди, карбіди, силіциди кальцію або магнію у вигляді 2н розчинів.



## Лабораторний практикум

### 1.1. Добування та вивчення властивостей Гідрогену

#### 1.1.1. Взаємодія розбавлених кислот з цинком, магнієм або іншим активним металом

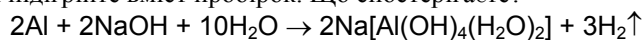
У 3 пробірки з розчинами хлоридної, сульфатної, фосфатної кислот об'ємами 0,5 мл помістіть (вкин'те) по одній гранулі різних металів з тих, що є в лабораторії. Спостерігайте виділення водню, запишіть відповідно молекулярні та йонно-молекулярні рівняння.

#### 1.1.2. Взаємодія активних металів з водою

Просушений від керосину натрій або калій (тяга!) вкин'те в фарфорову чашку з дистильованою водою. Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакції. Проведіть цю реакцію з магнієм на холоді та при нагріванні. Запишіть рівняння реакції.

#### 1.1.3. Взаємодія алюмінію та цинку з лугами

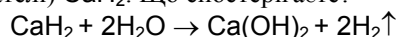
У пробірки з розчинами лугів вкин'те по гранулі алюмінію та цинку, трохи підігрійте вміст пробірок. Що спостерігаєте?



Напишіть рівняння реакції взаємодії цинку з лугами.

#### 1.1.4. Взаємодія гідридів металів з водою

У пробірку налейте 0,5–1 мл дистильованої води і додайте невелику кількість (на шпателі)  $\text{CaH}_2$ . Що спостерігаєте?

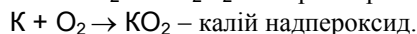
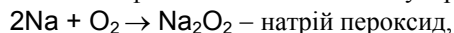


Напишіть рівняння реакції взаємодії натрій гідриду з водою.

### 1.2. Натрій і Калій – біогенні макроелементи

#### 1.2.1. Утворення пероксидів та надпероксидів металів

На металічно-азбестову сітку поставте два тиглі з відповідно підготовленими невеликими шматочками натрію та калію (просушити фільтрувальним папером, тримаючи метал пінцетом), і обережно підігрійте на газовому пальнику. Що спостерігаєте? Дослід слід проводити в витяжній шафі в темних захисних окулярах.



#### 1.2.2. Взаємодія лужних металів з сіркою (груповий)

У чистий та сухий тигель помістіть невеличкий шматочок калію

---

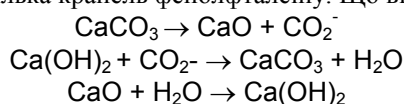
## Лабораторний практикум

або натрію, насипте невелику кількість сірки (пів шпателя) і обережно нагрівайте під тягою (захисні окуляри!). Що спостерігаєте? Запишіть рівняння проведеної хімічної реакції.

### 1.3. Магній та Кальцій

#### 1.3.1. Одержання оксидів лужноземельних металів

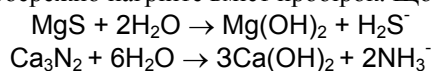
У пробірку (термостійку) насипте 0,5 г кальцій чи магній карбонату, закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустіть в вапняну воду ( $\text{Ca(OH)}_2$ ). Підігрійте пробірку з карбонатами. Що спостерігаєте? Охолодіть, відніміть газовідвідну трубку, додайте дистильованої води і декілька крапель фенолфталеїну. Що відбувається?



Що таке гашене вапно?

#### 1.3.2. Гідроліз сульфідів, нітридів магнію та кальцію

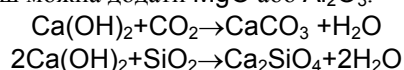
В окремих пробірках проведіть взаємодію вищевказаних сполук з водою (гідроліз), обережно нагрійте вміст пробірок. Що відбувається?



Напишіть, які методи одержання гідроксидів лужноземельних металів ви знаєте.

#### 1.3.3. Одержання вапняного розчину і дослідження його в'язучих властивостей

Візьміть в фарфорову чашку в еквівалентних кількостях (1:1) кальцій гідроксиду, силіцій оксиду, перемішайте і пропускайте до суміші  $\text{CO}_2$  з апарату Кіппа при постійному змішуванні суміші. Нанесіть цю суміш на предметні скельця, притисніть їх один до одного. Через 5–10 хвилин зробіть висновок про в'язучі властивості суміші. Для міцності в суміш можна додати  $\text{MgO}$  або  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .



## 2. Вивчення властивостей р-елементів

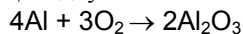
**Обладнання та реактиви:** штативи лабораторні, сітки металічні, пробірки, тиглі муфельні, палички скляні, затискувачі; алюміній металічний, розчини розбавлених  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентровані  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ , насичені розчини  $\text{LiH}$  та  $\text{AlCl}_3$ , ефір сірчаний ( $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ ), папір фільтрувальний;

## Лабораторний практикум

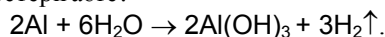
кислота форміатна,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (30%),  $\text{HCl}$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , тиглі; солі:  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (т),  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (2н),  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ , вугілля,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , лакмусовий папірець (червоний).

### 2.1. Взаємодія алюмінію з киснем і водою

Візьміть гранулу металічного алюмінію і ножом або наждаком зчищайте захисну плівку. Що відбувається?



Через деякий час цю саму гранулу вкиньте в пробірку з водою. Що спостерігаєте?



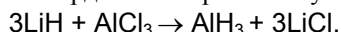
При необхідності – підігрійте.

### 2.2. Амфотерність алюмінію

Візьміть декілька пробірок, в які помістять металічний алюміній, додайте розчини  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а також в окремих пробірках проведіть ці хімічні реакції з концентрованими сульфатною та нітратною кислотами. Запишіть спостереження і поясніть, чим визначається взаємодія алюмінію з кислотами. В яких кислотах не розчиняється алюміній? Запишіть рівняння реакцій, які відбуваються. Помістять металічний алюміній в розчин натрій гідроксиду. Що відбувається? Запишіть рівняння реакції. Які властивості проявляє алюміній.

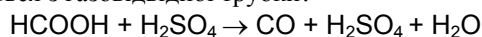
### 2.3. Одержання полімерної сполуки алюмінію $\text{AlH}_3$ (алану)

У двох пробірках розчиняємо в ефірі літій гідрид та відповідно алюміній хлорид (розчинення та сама реакція проводяться при погашених газових пальниках), обережно зливаємо до купи вміст пробірок і спостерігаємо утворення твердої полімерної сполуки (білий порошок)



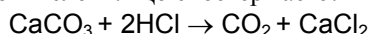
### 2.4. Одержання карбон (II) оксиду $\text{CO}$

У термостійку пробірку налейте 0,5 мл форміатної кислоти і обережно долийте 30% розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою, попередньо вкиньте до пробірки декілька кусочків фарфору. Нагрійте суміш на газовому пальнику, підпаліть газ. Що виділяється з газовідвідної трубки?



### 2.5. Одержання карбон діоксиду (CO<sub>2</sub>)

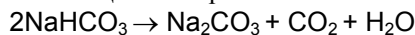
У пробірку шпателем насипте невелику кількість CaCO<sub>3</sub> і додайте розбавленої хлоридної кислоти. Що спостерігаєте?



Зробіть висновок про те, як в лабораторії можна добути вуглекислий газ.

### 2.6. Термічна стійкість гідрокарбонатів

У фарфоровий тигель помістіть невелику кількість натрій гідрокарбонату, нагрівайте вміст. Що спостерігаєте?



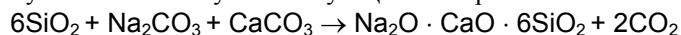
Зробіть висновок про термічну стійкість гідрокарбонатів.

### 2.7. Одержання силікагелю

У пробірку налейте приблизно 0,5 мл натрій силікату, долейте невелику кількість 2н хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції, що відбулася. Вміст пробірки склянкою паличкою покладіть на фільтрувальний папір, просушіть. Спостерігайте утворення прозорої мікропористої речовини – силікагелю.

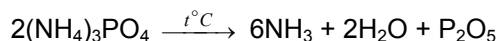
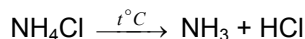
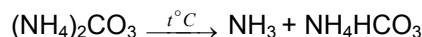
### 2.8. Одержання рідкого скла

У фарфоровий тигель помістіть натрій карбонат, кальцій карбонат та SiO<sub>2</sub> (пісок) у відношенні (1:1:6) і повільно протягом 2<sup>х</sup> годин нагрівайте суміш на газовому пальнику. Що спостерігаєте?



### 2.9. Возгонка солей амонію

У фарфоровий тигель насипте невелику кількість різних солей амонію (NH<sub>4</sub>Cl, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>HCO<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>) і обережно випаровуйте досуха і пропалюйте сухий залишок (тяга!) до припинення виділення білого диму.



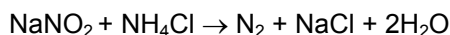
Зробіть висновок про термічну стійкість солей амонію.

Коли тигель охолоне, сухий залишок розчиніть у воді, підігрійте вміст до кипіння, піднесіть рожевий лакмусовий папірець до парів, що утворюються. Що спостерігаєте?

## Лабораторний практикум

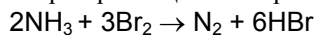
### 2.10. Взаємодія солей амонію з нітритами

До 5–6 крапель розчину  $\text{NaNO}_2$  додайте твердого  $\text{NH}_4\text{Cl}$  до насиченого розчину, вміст пробірки підігрійте до кипіння. Що спостерігаєте?



### 2.11. Взаємодія аміаку з галогенами

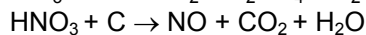
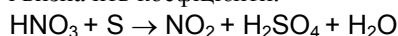
До 0,5 мл  $\text{NH}_4\text{OH}$  додайте невелику кількість бромної води при постійному потрушуванні пробірки. Що спостерігаєте?



Зробіть висновок про тип хімічної реакції, запишіть електронний баланс, назвіть окисники та відновники.

### 2.12. Взаємодія нітратної кислоти з сіркою і вугіллям

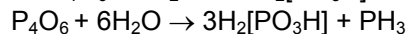
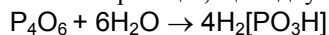
До двох пробірок з нітратною кислотою (2н) додайте невеликі кількості сірки і відповідно вугілля. Що спостерігаєте? Користуючись нижченаведеними схемами окислювально-відновних реакцій складіть електронний баланс і визначіть коефіцієнти.



Вкажіть елементи окисник і відновник.

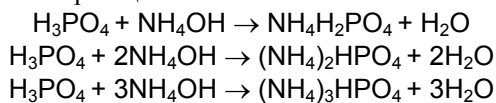
### 2.13. Взаємодія фосфор (III) оксиду з холодною та гарячою водою

У пробірку з холодною водою об'ємом 1 мл внесіть  $\text{P}_4\text{O}_6$  на кінчику шпателя, повторіть те саме, замінивши холодну воду гарячою. Зробіть висновок про типи хімічних реакцій, що відбуваються.



## 2.14. Одержання кислих та середніх солей ортофосфатної кислоти

Взаємодія ортофосфатної кислоти з амоній гідроксидом може йти відповідно рівнянням реакцій:



Отримайте ці солі, назвіть їх, вкажіть їхнє практичне значення.

### §67. Контрольні питання

1. Оксиген. Здатність Оксигену утворювати міцні зв'язки з Карбоном, Сіліцієм, Фосфором, Сульфуром, Гідрогеном. Кисень як окисник. Оксиди. Кисень в біоенергетиці. Роль функціональних кисневмісних груп в біомолекулах. Екологічна роль кисню і озону в атмосфері.

2. Сульфур. Особливість хімічних зв'язків Сульфуру. Міцність зв'язків Сульфуру з Оксигеном і Гідрогеном. Термодинамічна стійкість бінарних сполук Сульфуру, їх реакція гідролізу. Сполуки з Гідрогеном і Оксигеном. Сульфатна кислота, сульфати. Сірчистий газ, сульфитна кислота, сульфіти. Дигідроген сульфід і полісульфати. Сульфур як біогенний елемент. Застосування сульфатів і інших сполук Сульфуру в сільському господарстві. Екологічна небезпека сульфур діоксиду. Промислові викиди сполук Сульфуру і методи запобігання забрудненню довкілля.

3. Бор. Відмінність електронної будови Бору від інших елементів підгрупи, подібність в будові до Алюмінію. Ковалентний характер зв'язків у сполуках Бору. Фізичні і хімічні властивості елементарного Бору. Термодинаміка утворення бінарних сполук Бору, їх будова, хімічні властивості. Оксигенні сполуки Бору: оксид, боратна кислота, полікислоти, їх солі. Бор у біосистемах, у промисловості.

4. Алюміній. Електронна будова атома Алюмінію, подібність до Бору, відмінність від інших елементів підгрупи. Йонно-ковалентний характер зв'язків Алюмінію, фізичні і хімічні властивості металічного Алюмінію. Термодинаміка утворення бінарних сполук Алюмінію з простих речовин, найважливіші хімічні властивості бінарних сполук Алюмінію. Оксид і гідроксид Алюмінію, амфотерність. Аквакомплекси катіону  $\text{Al}^{3+}$ , будова, поведінка в розчинах. Солі Алюмінію, кристалогідрати. Комплексні сполуки алюмінію. Алюміній в біосистемах. Використання в народному господарстві.

## Лабораторний практикум

5. Карбон, Властивості хімічних зв'язків карбон-карбон, зв'язки Карбону з Гідрогеном, Нітрогеном, Оксигеном. Природні біополімери Карбону. Хімія неорганічних сполук Карбону: вуглекислого газу, карбонатної кислоти, карбонатів. Особливості зв'язків C–H, C–C, C=O як основи біоенергетики і конструктивних ролей вуглеводів і ліпідів в клітині. Значення сполук Карбону в сільському господарстві і промисловості.

Кругообіг Карбону в природі. Паливна енергетика. Екологічні аспекти хімії Карбону.

6. Силіцій. Зв'язки Силіцію з Оксигеном. Силікати – важливі класи природних сполук Силіцію. Хімія бінарних сполук Силіцію. Особливість їх термодинаміки, їх реакції з водою і киснем. Кремнезем, силікати і алюмосилікати як ґрунтоутворюючі мінерали. Особливості будови водонабухаючих, здатних до водного обміну силікатів, їх значення для ґрунтів. Застосування силікатів і інших сполук Силіцію в промисловості.

7. Нітроген – важливий елемент живлення рослин. Особливість хімічних зв'язків з Гідрогеном, Карбоном, Оксигеном. Термодинамічна нестійкість більшості хімічних сполук Нітрогену, її причини і прояви в хімії і в природі. Хімія азоту, аміаку та його похідних, оксидів нітрогену, нітратної кислоти і її солей. Особливості Нітрогену як біогенного елемента. Специфіка хімічних зв'язків Нітрогену в біомолекулах. Найважливіші Нітрогенвмісні (азотовмісні) біомолекули, їх значення в життєдіяльності рослинних і тваринних клітин. Кругообіг азоту в природі. Азотні добрива, екологічні аспекти їх застосування.

8. Фосфор. Елементарний стан, бінарні сполуки Фосфору. Оксиди. Кисневмісні кислоти, ортофосфатна кислота і її солі. Особливості Фосфору як біогенного елемента. Кругообіг в природі. Фосфорні добрива і екологічні аспекти їх застосування.

9. Флуор, Хлор. Електронна будова атомів галогенів і закономірності зміни властивостей галогенів в підгрупі. Природа хімічних зв'язків галогенів. Гідроген хлорид, хлоридна кислота. Сполуки. Особливості Хлору як біогенного елемента. Роль Хлору в клітині, кругообіг у природі, застосування його сполук в сільському господарстві. Флуор як біологічно необхідний елемент і як токсичний елемент для навколишнього середовища.

10. Ферум. Особливості хімії важливого біогенного d-елемента Феруму. Властивості заліза в металічному стані. Найважливіші сполуки Феруму: оксиди, гідроксиди, кислоти, солі, комплекси. Роль Феруму в окисно-відновних процесах живих організмів, в процесах фото-

---

### Лабораторний практикум

синтезу і дихання рослин. Значення Феруму для життєдіяльності людини і тварин. Роль заліза та сполук Феруму в промисловості.

11. Класифікація хімічних елементів на s-, p-, d-, f- елементи основана на:

1). Розмірах атомів; 2). Атомній масі; 3). Розмірі ядер атомів; 4). Кількості електронів; 5). Заповненні електронами рівнів та підрівнів.

12. Серед названих до макроелементів відносять:

1). Карбон; 2). Ферум; 3). Аурум; 4). Манган; 5). Кальцій; 6). Силіцій; 7). Сульфур.

13. Які солі лужних металів практично не гідролізуються?

1).  $K_2CO_3$ ; 2).  $NaNO_3$ ; 3).  $LiCl$ ; 4).  $KCH_3COO$ ; 5).  $Na_2S$ .

14. Що утворюється при дії надлишку лугу на берилій сульфат?

1).  $Be(OH)_2$ ; 2).  $BeS$ ; 3).  $Na_2[Be(OH)_4]$ ; 4).  $(BeOH)_2SO_4$ ; 5).  $BeO$

15. Укажіть число молекул сульфатної кислоти, які беруть участь у реакції  $VaO_2 + KClO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KCl + \dots$ :

1). 8 2). 4 3). 1 4). 2 5). 10

16. У вигляді якої сполуки утвориться Бор при його взаємодії з концентрованою нітратною кислотою?

1).  $B(NO_3)_3$  2).  $B_2O_3$  3).  $H_2B_4O_7$  4).  $H_3BO_3$  5).  $HBO_2$

17. Дією якої речовини можна перетворити йони  $[Al(OH)_6]^{3-}$  у  $Al(OH)_3$ ?

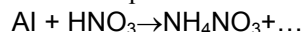
1). Натрій гідроксиду; 2). Сульфатної кислоти; 3). Амоній гідроксиду; 4). Води; 5). Натрій сульфату.

20. У вигляді якої сполуки буде Алюміній при взаємодії водних розчинів алюміній хлориду і амоній сульфіду?

1).  $Al_2S_3$  2).  $Al_2(SO_4)_3$  3).  $Al(OH)_3$

4).  $Al(OH)_2Cl$  5).  $(NH_4)_3[Al(OH)_6]$

21. Укажіть коефіцієнт біля нітратної кислоти у реакції:



1). 24 2). 3 3). 30 4). 8 5). 27

22. До розчинів даних солей долили хлоридну кислоту. У якому випадку випав осад?

1).  $Na_2CO_3$  2).  $Na_2SiO_3$  3).  $Sn(NO_3)_2$  4).  $Pb(NO_3)_2$   
5).  $GeCl_2$

23. Яка з вказаних нижче речовин переважно утворюється при взаємодії цинку з надлишком розведеної нітратної кислоти?

1). Аміак; 2). Нітроген (IV) оксид; 3). Водень; 4). Амоній нітрат; 5). Нітроген (II) оксид.

24. До розчинів даних солей долили кислоту. У яких випадках спостерігається виділення газу?



### Лабораторний практикум

- 1).  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  2).  $\text{CuSO}_4$  3).  $\text{Na}_2\text{S}$  4).  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  5).  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
25. У яких із вказаних реакцій може виділитися бром?
- 1).  $\text{KBr} + \text{I}_2 \rightarrow$  2).  $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  3).  $\text{KBrO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow$   
4).  $\text{KBrO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$  5).  $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
26. У яких випадках Хлор окиснюється?
- 1).  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$  2).  $2\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}_2$  3).  $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{ClO}^-$   
4).  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$  5).  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_3^-$
27. Яке значення pH у розчині цинк нітрату?
- 1).  $<7$  2).  $\sim 7$  3).  $\sim 10$  4).  $\sim 12$  5).  $\sim 14$
28. При якому pH можлива реакція  
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \dots \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{S} + \dots$
- 1). 3 2). 7 3). 6 4). 12 5). 2
29. Укажіть речовини, які утворюються при термічному розкладі калій перманганату:
- 1).  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_2$  2).  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{O}_2$  3).  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{O}_2$   
4).  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_2$  5).  $\text{MnO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$
30. Закінчіть рівняння реакції:  $\text{FeSO}_4 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$   
Чому дорівнює сума коефіцієнтів правої частини рівняння?
- 1). 15 2). 8 3). 11 4). 13 5). 5

## **§ 68. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

### **Варіант 1**

1. Біогенні елементи, визначення та приклади.
2. За яким принципом елементи поділяються на s-, p-, d-, f- елементи? Дайте їх загальну характеристику.
3. Кисень. Роль та значення кисню для життєдіяльності організмів. Наведіть рівняння хімічної реакції одержання кисню в лабораторних умовах.
4. Нітроген. Будова та загальна характеристика. Напишіть рівняння якісної реакції нітрат-аніону.
5. Наведіть рівняння реакцій лугів з солями Fe (II) та Fe (III). Як можна розрізнити  $\text{Fe}^{2+}$  та  $\text{Fe}^{3+}$ ?

### **Варіант 2**

1. Наведіть хімічну класифікацію біогенних елементів. Що покладено в її основу?
  2. Дайте характеристику біогенних s-елементів. Наведіть найважливіші з них.
-

## Лабораторний практикум

3. Роль води в життєдіяльності живих організмів. Наведіть рівняння реакцій взаємодії лужних металів із водою. Які сполуки при цьому утворюються, як їх можна визначити?
4. Карбон. Розповсюдження та біологічне значення Карбону для живих організмів. Наведіть рівняння реакції відновлення вуглецем купрум (II) оксиду.
5. Магній. Роль Магнію в життєдіяльності рослин та тварин. Якісна реакція  $Mg^{2+}$ .

### **Варіант 3**

1. Макроелементи, визначення, кількісний та якісний склад, джерела надходження. Наведіть приклади найважливіших для життєдіяльності макроелементів.
2. Дайте загальну характеристику р-елементів.
3. Гідроген. Значення та розповсюдження Гідрогену в природі. Ізотопи Гідрогену. Наведіть рівняння одержання водню в лабораторних умовах.
4. Фосфор. Роль у життєдіяльності тварин та рослин. Наведіть рівняння хімічної реакції визначення фосфат-іону в речовині.
5. Ферум. Фізіологічне значення для живих організмів. Рівняння якісних реакцій визначення  $Fe^{2+}$  та  $Fe^{3+}$ .

### **Варіант 4**

1. Мікроелементи, визначення, кількісний та якісний склад, джерела надходження.
2. Дайте загальну характеристику d- елементів. Наведіть приклади найважливіших із d- елементів.
3. Гідроген. Загальна характеристика, розповсюдження, роль та значення в природних системах.
4. Нітроген. Розповсюдження та біологічне значення для живих організмів. Якісна реакція катіону  $NH_4^+$ .
5. Роль Натрію в життєдіяльності біологічних об'єктів. Якісна реакція натрій-іона.

### **Варіант 5**

1. Біогенні елементи, загальна характеристика, класифікація.
2. Дайте характеристику s-елементів. Навести приклади найважливіших біогенних елементів з них.
3. Оксиген. Загальна характеристика, біологічне значення. Приклади рівнянь найбільш поширених реакцій кисню (горіння та окиснення).
4. Кальцій. Загальна характеристика, роль у процесі життєдіяльності

## Лабораторний практикум

живих організмів. Якісна реакція катіону  $\text{Ca}^{2+}$ .

5. Фізіологічна роль Хлору в живому організмі. Рівняння якісної реакції аніону  $\text{Cl}^-$ .

### **Варіант 6**

1. Наведіть типи класифікації біогенних елементів. Які критерії покладено в їх основу?
2. Дайте загальну характеристику р-елементів. Наведіть найважливіші біогенні елементи з представників цієї групи.
3. Гідроген. Загальна характеристика, роль та значення. Рівняння реакцій одержання водню в лабораторних умовах.
4. Вплив  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  на склад та якість води. Методи зм'якшення води.
5. Іод. Роль в життєдіяльності організмів. Якісні реакції аніону  $\text{I}^-$ .

### **Варіант 7**

1. Макроелементи, визначення, кількісний та якісний склад, джерела надходження. Наведіть приклади найважливіших для життєдіяльності макроелементів.
2. Загальна характеристика d-елементів. Наведіть найважливіші біогенні елементи з представників цієї групи.
3. Гідроген. Загальна характеристика. Відновні властивості водню, його використання в якості екологічно чистого палива.
4. Натрій. Загальна характеристика, біологічне значення. Якісна реакція катіону  $\text{Na}^+$ .
5. Іод. Загальна характеристика, будова та біологічне значення.

### **Варіант 8**

1. Ультраелементи, визначення, кількісний та якісний склад, джерела надходження.
2. Вплив будови атомів на властивості хімічних елементів.
3. Нітроген. Розповсюдження та біологічне значення. Найбільш важливі сполуки. Рівняння якісних реакцій  $\text{NH}_4^+$  та  $\text{NO}_3^-$ .
4. Аргентум. Загальна характеристика, біологічне значення. Рівняння взаємодії срібла з нітратною кислотою.
5. Загальна характеристика галогенів. Якісні реакції галогенід-іонів.

### **Варіант 9**

1. Біофільність елементів. Елементи-органогени та домішки.
  2. Класифікація біогенних елементів за будовою атомів.
-

## Лабораторний практикум

3. Фотосинтез. Роль та значення кисню в живій природі. Рівняння одержання кисню в лабораторних умовах.
4. Калій. Загальна характеристика та біологічне значення. Рівняння якісної реакції  $K^+$ .
5. Фізіологічна роль Фосфору. Якісна реакція фосфат-аніону.

### **Варіант 10**

1. Біогенні елементи, загальна характеристика, класифікація, біологічне значення найбільш важливих представників.
2. Абсолютні та спеціальні органогени. Біологічне значення. Представники.
3. Вода. Роль води в життєдіяльності живих організмів. Рівняння реакцій взаємодії води з лужними металами та кислотними оксидами.
4. Цинк. Загальна характеристика, біологічне значення. Рівняння взаємодії цинку з хлоридною кислотою.
5. Сульфур. Загальна характеристика, роль в життєдіяльності тварин та рослин. Якісна реакція сульфат-аніону.

### **Варіант 11**

1. Поняття про біофільність елементів. Елементи–органогени та домішки.
2. Класифікація біогенних елементів за кількісним вмістом у живих організмах.
3. Загальна характеристика халькогенів. Наведіть найважливіші біогенні елементи з представників цієї групи.
4. Бор. Загальна характеристика, будова та біологічне значення.
5. Вплив  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  на склад та якість води. Методи зм'якшення води.

### **Варіант 12**

1. Біогенні елементи, визначення та приклади.
2. За яким принципом елементи поділяються на s-, p-, d-, f- елементи? Дайте їх загальну характеристику.
3. Натрій. Роль та значення Натрію для життєдіяльності організмів. Наведіть рівняння реакцій одержання натрію та його гідроксиду за допомогою електролізу.
4. Цинк. Загальна характеристика, будова та біологічне значення.
5. Наведіть рівняння реакцій лугів із солями Феруму (II) та Кальцію. За якими ознаками можна розрізнити  $Fe^{2+}$  та  $Ca^{2+}$ ?

### **Варіант 13**

### Лабораторний практикум

1. Наведіть хімічну класифікацію біогенних елементів. Що покладено в її основу?
2. Дайте характеристику біогенних s-елементів. Наведіть приклади найважливіших з них.
3. Роль води в життєдіяльності живих організмів. Наведіть рівняння реакцій взаємодії лужних і лужноземельних металів із водою. Які сполуки при цьому утворюються, як це можна встановити?
4. Карбон. Розповсюдження та біологічне значення Карбону для живих організмів. Наведіть рівняння реакції відновлення вуглецем ферум (III) оксиду.
5. Кальцій. Роль Кальцію в життєдіяльності рослин та тварин. Якісна реакція  $\text{Ca}^{2+}$ .

#### **Варіант 14**

1. Макроелементи, визначення, кількісний та якісний склад, джерела надходження. Наведіть приклади найважливіших із них для життєдіяльності організмів.
2. Дайте загальну характеристику p-елементам.
3. Манган. Загальна характеристика, будова та біологічне значення.
4. Фосфор. Роль у життєдіяльності тварин та рослин. Наведіть рівняння хімічної реакції визначення фосфат-іону в речовині.
5. Ферум. Фізіологічне значення для живих організмів. Рівняння якісних реакцій  $\text{Fe}^{2+}$  та  $\text{Fe}^{3+}$ .

#### **Варіант 15**

1. Наведіть типи класифікації біогенних елементів. Які критерії покладено в їх основу?
  2. Дайте загальну характеристику елементів-домішок. Наведіть приклади.
  3. Молібден. Загальна характеристика, будова та біологічне значення.
  4. Вплив  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  на склад та якість води. Методи зм'якшення води.
  5. Флуор. Загальна характеристика. Роль у життєдіяльності організмів.
-

## Розділ XI. ОСНОВИ ХІМІЧНОГО АНАЛІЗУ

### §69. Метрологічна оцінка результатів аналізу

#### Похибки аналізу та їх класифікація

Результати аналітичного визначення хімічного складу досліджуваного об'єкту відрізняються від фактичного його значення. Відхилення результату вимірюваної величини від її фактичного значення називають **похибкою вимірювання** або похибкою аналізу яку поділяють на абсолютну та відносну.

**Абсолютна похибка** аналізу дорівнює:

$$\Delta x_i = x_i - m,$$

де:  $\Delta x_i$  - абсолютна похибка вимірювання;  $x_i$  - результат аналізу;

$m$  - дійсний вміст компоненту в пробі.

Відношення абсолютної похибки вимірювання до дійсного значення вимірюваної величини називають **відотною похибкою вимірювання**.

Відносна похибка ( $\delta x_i$ ) виражається у відсотках, але можуть бути використані й частки одиниці:

$$\delta x_i = \frac{\Delta x_i}{m} \cdot 100\% = \frac{x_i - m}{m} \cdot 100\%.$$

Похибку вимірювання, яка при повторних вимірюваннях залишається постійною або закономірно змінюється, називають **систематичною** похибкою.

Знак даної похибки від експерименту до експерименту не змінюється.

Систематична похибка або тільки знижує або збільшує результат.

Похибку, яка при повторних вимірюваннях змінюється випадковим чином, називають **випадковою** похибкою вимірювання.

Знак випадкової величини в серії вимірювань може не залишатися постійним і від експерименту до експерименту змінюватись.

Результати аналізу, що різко відрізняються від інших результатів і від середнього арифметичного всієї серії називають **промахом**.

#### Систематичні похибки

Джерела систематичних похибок багаточисельні. Найбільше зна-

## Лабораторний практикум

чення з них мають похибки, зумовленні використаними приладами, пов'язані з індивідуальними особливостями аналітика тощо.

Використовувані в аналітичній практиці прилади характеризуються визначеним класом точності й часто вдається знизити похибку визначення при використанні приладів з більш високим класом точності. Джерелом систематичної похибки може бути використання неперевіраних рівновагів, некаліброваної мірної посуду, зміщення призми фотоелементів тощо. Систематичні похибки можна виміряти і врахувати. Систематичні похибки можна повністю зменшити введенням поправок, які знаходять при калібровці або порівнянні отриманих результатів з показником другого приладу, який має більш високий клас точності і меншу систематичну похибку. Похибки методу залежать від властивостей досліджуваної системи, таких як розчинність осаду при осадженні або проливанні, соосадженні, нестійкість фотометруючих розчинів з часом, неповнота протікання реакції тощо. Методичні похибки часто залишаються невизначеними. Суттєві значення мають також оперативні й особисті похибки, які пов'язані з операціями, які виконуються в ході аналізу, і залежать головним чином від кваліфікації аналітика і його здібностей. Знаходження і ліквідація систематичних похибок базується на критичній оцінці всіх операцій в ході аналізу.

Слід відмітити також так звані похибки упередження. Вони виявляються, наприклад, у тому, що при повторних визначеннях аналітик у двох рівномірних показниках приладу при відліку вибере те значення, яке знаходиться ближче до попереднього результату. Як правило, систематичні похибки можуть бути виявлені й враховані. Найбільш розповсюдженим практичним способом визначення систематичної похибки є виконання аналізу різними методами і з використанням стандартних зразків. Склад стандартного зразка по деяким компонентам засвідчується офіційним свідоцтвом (паспортом). При збереженні зразка довгий час склад не повинен мінятися. Він повинен володіти високою однорідністю хімічного складу по всій масі, щоб забезпечити тотожність відбору проб для аналізу. Склад у стандартних зразках устанавлюється з точністю, завідомо переважаючою точність визначення цих елементів у виробничих зразках. Ідеальні еталони повинні відрізнятися від проб лише складом визначеного компонента. Стандартні зразки виготовляються спеціалізованими організаціями.

### **Випадкові похибки**

Випадкові похибки не мають визначеного знака і сама назва "випадкова" вказує на відсутність якої-небудь закономірності в появі

---

## Лабораторний практикум

похибки цього типу. Існування випадкових похибок проявляється, наприклад, в тому, що результати паралельних аналізів майже завжди відрізняються один від одного, навіть якщо всі джерела систематичних похибок враховані за допомогою відповідних поправок. Поява випадкових похибок звичайно розглядається як випадкова подія і ці похибки підлягають обробці на основі теорії ймовірності і математичної статистики.

### **Правильність, відтворення і точність аналізу**

Правильність вимірювань характеризується розходженням між середнім значенням результату і його фактичним значенням.

**Сходженням** вимірювань називають якість вимірювань, що забезпечує близькість один до одного результатів вимірювань, що виконуються в однакових умовах. Більш широкий зміст укладається в поняття відтворення.

**Відтворення вимірювань** – це така якість вимірювання, що відбиває близькість одне до одного результатів вимірювань, здійснених у різних умовах (у різний час, різними методами тощо).

**Точністю вимірювань** називають таку якість вимірювань, що відбиває близькість їх результатів до справжнього значення вимірюваної величини.

Висока точність вимірювань відповідає малим похибкам всіх видів, як систематичних, так і випадкових. Кількісно точність може бути виражена оберненою величиною модуля відносної похибки. Якщо, наприклад, відносна похибка вимірювання характеризується значенням 0,01% (0,0001 ч.о.), тоді точність буде дорівнювати

$$\frac{1}{10^{-4}} = 10^4 .$$

Справжнє значення фізичної величини визначається як таке значення, яке ідеальним чином відображає властивості об'єкта. Значення фізичної величини, яке знайдено експериментально і так наближене до справжнього значення, що для даної мети може бути використане замість нього, називають дійсним значенням фізичної величини.

### **Виявлення промахів**

Для визначення промахів у ряді паралельних визначень при невеликому числі досліджень може бути використаний **критерій Q**:

$$Q = \frac{x_1 - x_2}{R}$$



### Лабораторний практикум

де:  $x_1$  - підозріло відокремлене (сумнівне) значення;

$x_2$  - сусіднє з ним значення в ранжированому ряду;

$R$  – різниця між максимальним і мінімальним значенням  $x$  у ряду, що розглядається.

Обраховану величина  $Q$  порівнюють з  $Q_{\text{табл}}$  – табличним значенням критерія при даних статистичній надійності й числі ступенів вільності (табл.38).

**Статистична надійність результату  $P$**  – це ймовірність появи результату у вказаній області значень. При аналітичних дослідженнях хімічного складу речовин чи їх сумішей статистичну надійність результату  $P$  приймають 95%.

Число ступеней свободи визначають за формулою:

$$f = n - 1,$$

де:  $n$  – число визначень.

Якщо  $Q > Q_{\text{табл}}$ , даний результат є грубо помилковим і його слід виключити при розрахунку середнього арифметичного.

Наприклад, при аналітичних дослідженнях отримані результати: 4,80; 4,64; 4,84; 4,61; 5,10.

Величина 5,10 підозріло відрізняється від інших, тому є необхідність виявити промахи.

$$Q = \frac{5,10 - 4,84}{5,10 - 4,61} = 0,53$$

Визначаємо число ступеней свободи:

$$f = 5 - 1 = 4.$$

Приймаємо статистичну надійність результату  $P = 95\%$ . За таблицею  $Q_{\text{табл}} = 0,64$ .

Обчислене значення  $Q$  менше від табличного, тому результат 5,10 не є промахом і його слід враховувати при статистичній обробці результатів.

---

## Лабораторний практикум

Числові значення  $Q_{\text{табл}}$

*Таблиця №38*

f	P			f	P		
	0,90	0,95	0,99		0,90	0,95	0,99
2	0,89	0,94	0,99	6	0,43	0,52	0,64
3	0,68	0,77	0,89	7	0,40	0,48	0,58
4	0,58	0,64	0,76	8	0,37	0,46	0,53
5	0,48	0,56	0,70	9	0,34	0,44	0,48

### Середнє арифметичне вимірюваної величини

Чисельне значення одиничного визначення називають **варіантою** і позначають  $x$ . Деяке число варіант, точніше результати паралельних визначень компонента в пробі одним тим самим методом,  $x_1, x_2, \dots, x_n$  утворюють сукупність варіант.

Суму варіант, поділену на їх число  $n$ , називають середнім або **середнім арифметичним**:

$$\bar{x} = \frac{x_1 + x_2 + x_3 + \dots + x_n}{n} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^n x_i$$

Різниця між отриманим результатом і середнім значенням називають **відхиленням**  $d$ :

$$d_i = x_i - \bar{x}$$

Ступінь наближення окремих результатів до середнього значення виражається через **вибіркове стандартне відхилення**  $S$ . Це кількісна величина відтворення.

Вибіркове стандартне відхилення  $S$  розраховують за формулою:

$$S = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n-1}} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n d_i^2}{n-1}}$$

Квадрат стандартного відхилення називають **дисперсією**:

$$S^2 = \frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n-1} = \frac{\sum_{i=1}^n d_i^2}{n-1}$$

Для оцінки відтворення обчислюють **вибіркову дисперсію середнього значення**  $S_{\bar{x}}^2$ .

### Лабораторний практикум

$$S_x^2 = \frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n(n-1)}$$

і стандартне відхилення середнього результату:

$$S_x = \frac{S}{\sqrt{n}} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n(n-1)}}$$

Необхідно відмітити, що ніколи не слід відкидати сумнівний результат без використання кількісного критерію. Це має особливе значення при малому числі вимірювань, коли відкидання викликає суттєву зміну середньої величини.

### **Довірчий інтервал вимірювання**

Відповідно до теорії похибок, ймовірність появи малих похибок значно більша, ніж ймовірність появи великих. При невеликому числі спостережень (паралельних випробувань) великі похибки не завжди з'являються, що приводить до заниження похибок. Більш конкретніша величина похибок отримується при використанні статистичних методів малих виборок (**t-розподіл**, так званий **розподіл Стьюдента**).

Чим менше число ступенів свободи, тим менш надійною характеристикою результату є вибіркова дисперсія  $S^2$ . При зменшенні числа паралельних проб ймовірність появи великих похибок зменшується. Неврахування цього приводить до необ'єктивного, заниженого значення похибки. Ця ненадійність, пов'язана з числом визначень (паралельних проб), враховується  $t$  – розподілом Стьюдента, в якому передбачається велика ймовірність появи великих похибок, а малих менша.

**Довірчий інтервал вимірювання** – це максимально можливе відхилення від середнього результату при прийнятій статистичній надійності:

$$\bar{x} \pm t_{p,f} \cdot \frac{S}{\sqrt{n}},$$

де :  $t_{p,f}$  – коефіцієнт Стьюдента

---

## Лабораторний практикум

Величина  $t_{p,f} \cdot \frac{S}{\sqrt{n}} = d$  є найбільшою похибкою аналізу при даній довірчій ймовірності.

Найбільш ефективний вплив на зменшення довірчого інтервалу здійснює збільшення числа визначень лише до 4 – 5 паралельних. Подальше збільшення числа паралельних проб вказує вже на значно менший вплив. Тому більше п'яти паралельних визначень виконують тільки в спеціальних випадках, наприклад у деяких арбітражних аналізах.

Додаткова перевірка наявності промахів проводиться за величиною **(критерієм) 3S**. Якщо ні одне відхилення від середнього результату не виходить за межі 3S, промахів не має.

### **Оцінка результатів аналітичних досліджень**

При визначенні складу розчину були отримані наступні результати (%): 14,50; 14,43; 14,54; 14,45; 14,44; 14,52; 14,58; 14,40; 14,25; 14,49. Оцінити наявність грубих похибок, розрахувати середнє арифметичне і довірчий інтервал.

Наявність грубих похибок (промахів) оцінюємо за **Q** – критерієм. Записуємо експериментальні дані в порядку зростання чисельних значень: 14,25; 14,40; 14,43; 14,44; 14,45; 14,49; 14,50; 14,52; 14,54; 14,58.

Передбачаємо, що значення 14,25 і 14,58 є результатами грубої похибки. Розраховуємо **Q** – критерій для цих величин:

$$Q_1 = \frac{14,40 - 14,25}{14,58 - 14,25} = \frac{0,15}{0,33} = 0,45;$$

$$Q_2 = \frac{14,58 - 14,54}{14,58 - 14,25} = \frac{0,04}{0,33} = 0,12.$$

Для  $P=0,95$  і  $n=10$  число ступенів свободи дорівнює 9, табличне значення  $Q = 0,44$ .  $Q_1 > 0,44$ , за цим значенням,  $c_1=14,25\%$  вважаємо недостовірним і виключаємо з числа статистично оброблених величин. При вимірюванні  $c_{10}=14,58\%$  груба похибка відсутня, так як  $Q_2 < 0,44$ . Розраховуємо середнє арифметичне значення з дев'яти визначень:

$$\bar{c} = \frac{14,40 + 14,44 + 14,45 + 14,49 + 14,50 + 14,52 + 14,54 + 14,58}{9} = 14,48\%$$

Знаходимо стандартне відхилення:

$$S = \sqrt{\frac{(0,08)^2 + (0,05)^2 + (0,04)^2 + (0,03)^2 + (0,01)^2 + (0,02)^2 + (0,04)^2 + (0,06)^2 + (0,1)^2}{9 - 1}} = 5,82 \cdot 10^{-2}.$$

## Лабораторний практикум

Коефіцієнти Стьюдента  $t_{p,f}$

Таблиця №39

f	P				
	0,75	0,90	0,95	0,98	0,99
1	2,41	6,31	12,71	31,82	63,66
2	1,60	2,31	4,30	6,97	9,92
3	1,42	2,92	2,18	4,54	5,84
4	1,34	2,35	2,5	3,75	4,60
5	1,30	2,13	2,45	3,37	4,03
6	1,27	2,01	2,36	3,14	3,71
7	1,25	1,94	2,31	3,00	3,50
8	1,24	1,89	2,26	2,90	3,36
9	1,23	1,86	2,23	2,82	3,25
10	1,22	1,83	2,20	2,76	3,17
11	1,21	1,81	2,18	2,72	3,11
12	1,21	1,80	2,16	2,68	3,05
13	1,20	1,78	2,14	2,65	3,01
14	1,20	1,77	2,13	2,62	2,98
15	1,20	1,76	2,12	2,60	2,95
16	1,19	1,75	2,11	2,58	2,92
17	1,19	1,75	2,10	2,57	2,90
18	1,19	1,74	2,09	2,55	2,88
19	1,19	1,73	2,09	2,54	2,86
20	1,18	1,73	2,04	2,53	2,85
30	1,17	1,70	2,02	2,46	2,75

Стандартне відхилення середнього результату дорівнює:

$$S_c = \frac{5,82 \cdot 10^{-2}}{\sqrt{9}} = 1,94 \cdot 10^{-2}.$$

Довірчий інтервал розраховуємо, використовуючи таблицю 28.

Число ступенів свободи  $f = n-1 = 9-1 = 8$ . Статистична надійність дорівнює 95%. Коефіцієнт Стьюдента дорівнює 2,26.

Відхилення від середнього результату:

$$t_{p,f} \cdot S_c = 2,26 \cdot 1,94 \cdot 10^{-2} = 4,48 \cdot 10^{-2}.$$

Оцінюємо ще раз наявність грубих похибок за критерієм  $3S$ :

$$3S = 3 \cdot 1,94 \cdot 10^{-2} = 0,117.$$

Порівнюючи величини  $(c_i - \bar{c})$  і  $3S = 0,117$ , бачимо, що ні одне з відхилень від середнього не виходить за межі  $3S$ . Звідси, величина  $c_i$  не має грубих похибок.

Середнє значення результату аналізу при  $P = 0,95$  визначаємо довірчим інтервалом  $(14,48 \pm 0,04)\%$ . Результат визначення повинен бути

представлений числом з двома значущими цифрами після коми, так, як це співпадає з отриманою точністю аналізу.

## **§70. Особливості відбору проб об'єктів на- вколишнього природного середовища**

### **Відбір проби води**

Спосіб відбору проби залежить від методики аналізу. Об'єм і спосіб відбору проби повинні забезпечити повне збереження сольового і газового складу досліджуваної води і гарантувати її чистоту в пробі.

Для визначення місця відбору проби обстежують місцевість, знайомляться з об'єктами, розміщеними рядом з місцем відбору, характером їх роботи, і скиданням стічних вод.

Відбір проби може бути **разовим** і **серійним**. Серійний відбір проби більш надійний, враховує фактор місця відбору, часу.

Проби води бувають **прості** й **змішані**.

**Проста проба** одержується шляхом одноразового відбору в одному пункті водойми і характеризує склад води в момент відбору в одному місці. **Змішану пробу** одержують шляхом об'єднання кількох простих проб у певний момент часу, чи за певний проміжок часу в одному місці, або в різних місцях водного об'єкта.

Для відбору проб води з озер, водосховищ, ставків та рік використовують батометри різноманітних конструкцій (рис.22-24).

Здебільшого відібрати пробу можна безпосередньо в пляшку. При відборі проб з поверхневого шару користуються відром, або іншою посудиною.

Відібрані проби переливають у банки для зберігання проб. Банки мають бути з поліетилену або хімічно стійкого скла та мати поліетиленові або скляні корки. Герметизацію корків здійснюють користуючись парафіном та каніфоллю (80 – 90 % парафіну та 20 – 10% каніфолі).

Проби з колодязів відбирають з середньої частини водяного стовпа.

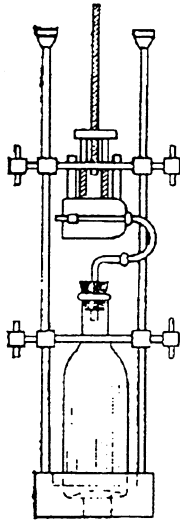


Рис.22. Простий пристрій для відбору проби води.

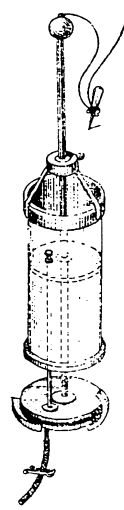


Рис.23. Батометр Складовського-Зернова.

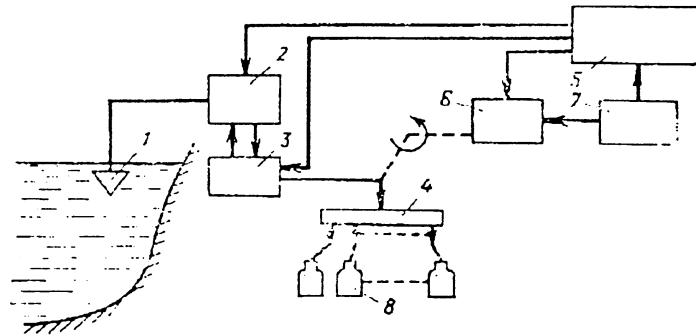


Рис.24. Схема пристрою для автоматичного відбору проб води.

1 – водозабірний пристрій; 2 – насос; 3 – дозатор; 4 – блок розподільника; 5 – блок програми; 6 – блок керування розподільника; 7 – пульт керування; 8 – посудина для відбору проб.

Для здійснення контролю за санітарним станом води в річках та струмках **усереднену пробу** протікаючої води відбирають у місцях

---

## Лабораторний практикум

найбільш сильної течії, найкраще у фарватері течії. Звичайно її відбирають в трьох точках (у фарватері і з обох берегів), глибина відбору 50 см.

Якщо необхідно відобразити в пробі результати змішування двох потоків (наприклад, стічної води з річковою) пробу відбирають в місці повного змішування.

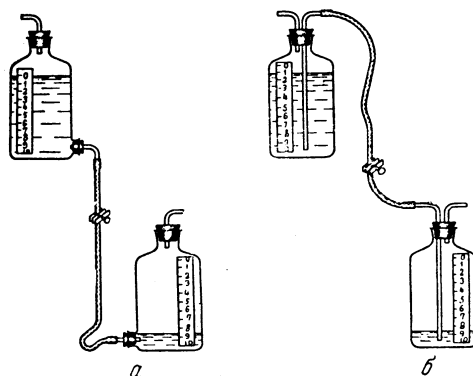
У водосховищах, озерах і ставках, де течії сповільнені, проводять одночасний зональний відбір проб по створах і глибині.

Для відбору проби води з свердловин і дренажів попередньо відкачують воду з метою заміни застоюлої води.

Це загальний підхід до організації відбору проби. У залежності від типу аналізу і методики його проведення можуть бути додаткові вимоги до відбору проби води.

### Методи відбору проб повітря

Найбільш поширений **аспіраційний метод** відбору проб. Для цього використовують мікроаспіратори різної ємності, ручні насоси, шприци, гумові груші і механічні повітряні насоси. Для лабораторних детальних досліджень використовують спеціальні компресорні установки.

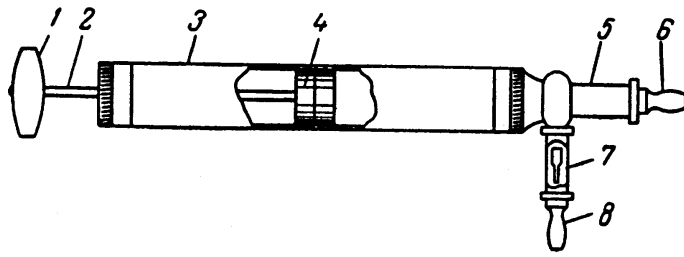


**Рис. 25. Аспіратори:**

а – бутлі з тубусами; б – бутлі з сифонами.

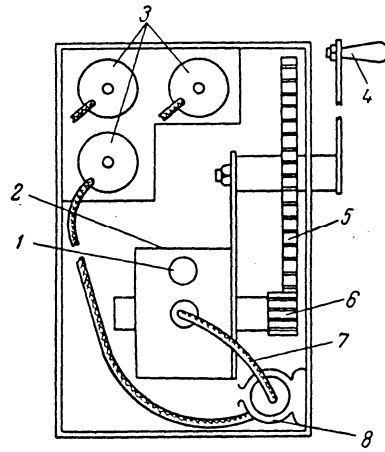


**Лабораторний практикум**



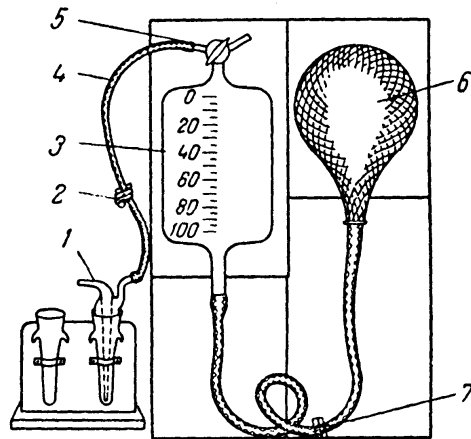
**Рис.26. Ручний насос подвійної дії:**

1 – ручка; 2 – стержень; 3 – циліндр; 4 – поршень; 5, 7 – патрубки; 6, 8 – ніпелі



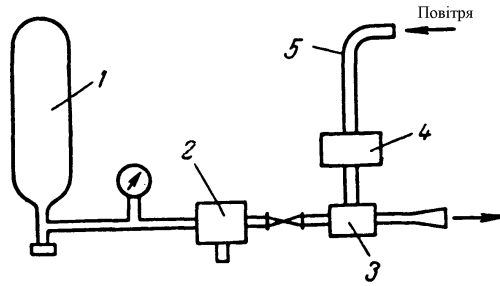
**Рис.27. Переносна установка для відбору проб повітря:**

1 – вихідний отвір насоса;  
2 – повітряний насос;  
3 – поглинальні прилади;  
4 – рукоятка; 5,  
6 – передавальний механізм;  
7 – гумова трубка;  
8 – трубка з активованим вугіллям



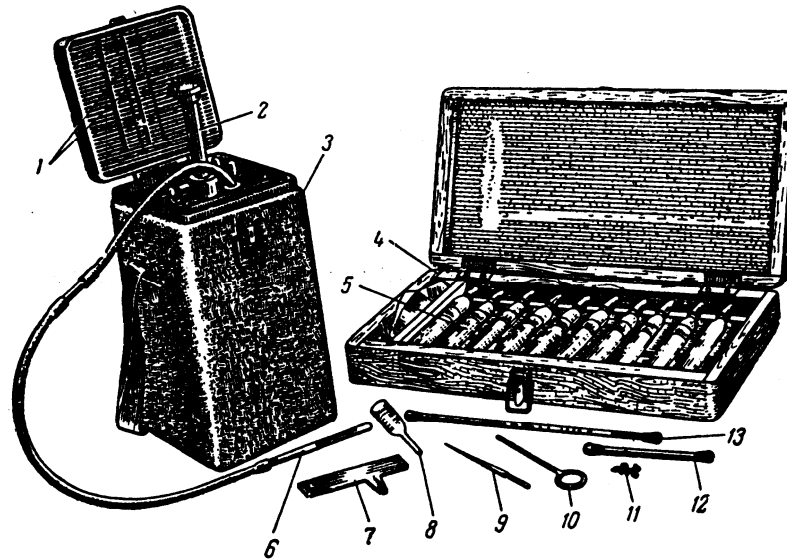
**Рис.28. Мікроаспіратор Хрустальової – Яковенко:**

1 – поглинальний прилад; 2, 7 – зажими; 3 – смістіть; 4 – гумова трубка; 5 – триходовий кран; 6 – гумова груша.



**Рис. 29. Ежекторний аспіратор АЭРА:**

1 – балон зі стиснутим повітрям; 2 – редуктор; 3 – ежектор; 4 – автоматичний регулятор швидкості потоку; 5 – трубка.



**Рис.30. Газоаналізатор УГ-1 в робочому стані:**

1 – шкали; 2 – шток; 3 – повітряний пристрій; 4 – футляр для приладдя; 5 – ампули з індикаторним порошком; 6 – індикаторна трубка; 7 – шаблон; 8 – лійка; 9 – штирок; 10 – стержень; 11 – пижі; 12 – індикаторна трубка з ковпачками зі сургучу; 13 – трубка для індикації місць витоку газу.

### **Відбір проб ґрунту**

Місце відбору ґрунту для санітарного аналізу залежить від типу ділянки, площі території, характеру її використання, джерел забруднення. Відбір проби ґрунту проводиться за допомогою бура чи лопати. Проби поділяють на разові та усереднені. **Середня проба** відбира-

### Лабораторний практикум

ється як сума разових у різних місцях. Визначення маршруту для відбору залежить від форми ділянки – для чотирикутних форм проходить по діагоналях, чи радіусах – при формі круга. З метою вивчення міграції компонентів у ґрунті відбір проб проводиться і на різній глибині. Число проб і густина залежать від гомогенності матриці та мети вивчення.

Проби масою 300 – 400 г упаковують в полімерні торбинки і маркують. Крім бура для відбору проб ґрунту використовують спеціальні пристрої.

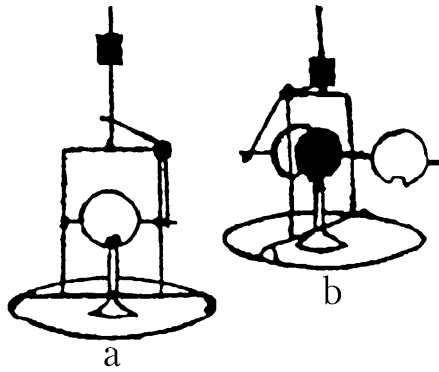


Рис.31. Всмоктувальний пробовідбірник Равсона.

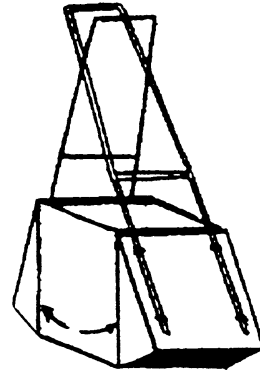


Рис.32. Пробовідбірник – землечерпалка Масона.

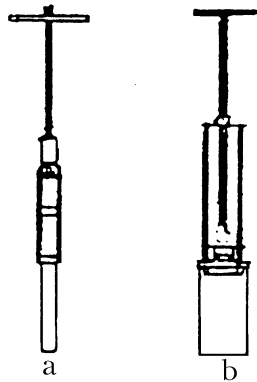


Рис.33. Лінзовий пробовідбірник плунжерного типу.

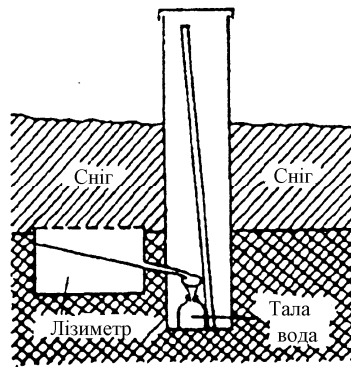


Рис.34. Схематичне зображення польового лізиметра.

**Примітка:** При екологічних дослідженнях аналізу піддають не тільки повітря, воду, ґрунт, але і біооб'єкти: кормові рослини, органи і тканини тварин, продукти тваринництва, промислову та сільськогосподарську продукцію.

Всебічне дослідження уможливорює дати об'єктивну екологічну оцінку стану певного регіону.

Порядок і конкретні правила відбору, підготовки проби і подальшого її аналізу визначаються методикою проведення аналізу.

## §71. Якісний аналіз

### Теоретична частина

#### Основні терміни і поняття

1. **Якісний аналіз** – виявлення елементів, що входять до складу речовини або суміші речовин.

2. **Аналітична реакція** – така, що супроводжується яким-небудь зовнішнім ефектом: випаданням осаду, зміною забарвлення, виділенням газу, за результатами якого можна судити про наявність в речовині того чи іншого елемента.

3. **Аналітичний реактив** (реагент) – хімічна сполука, що використовується для проведення аналітичної реакції.

4. **Чутливість аналітичної реакції** – можливість виявити за допомогою даної реакції певний елемент.

5. **Специфічна аналітична реакція** – реакція, за допомогою якої виявляють даний йон при наявності інших йонів.

6. **Селективна (вибіркова) аналітична реакція** – реакція, що дає схожий зовнішній ефект з декількома йонами.

7. **Дробний аналіз** – виявлення йонів за допомогою специфічних реакцій в окремих порціях аналізованого розчину, що проводяться в будь-якій послідовності.

8. **Систематизований аналіз** – певна послідовність виконання аналітичних реакцій, при яких кожний йон відкривається після того, як будуть виявлені і видалені йони, що заважають.

9. **Груповий реактив (реагент)** – реактив, за допомогою якого проводять селективну аналітичну реакцію (виділяють із складної суміші групу йонів).

### Лабораторний практикум

10. Аналітична класифікація йонів – об'єднання іонів в групи за їх відношенням до групових реагентів і властивостями деяких сполук, з метою розробки послідовності їх якісного аналізу.

11. Сульфідна класифікація катіонів – розподіл катіонів на п'ять груп, що базується на різній розчинності їх сульфідів.

#### Сульфідна класифікація катіонів

Таблиця №40

Сульфіди, розчинні у воді		Сульфіди нерозчинні у воді (або розкладаються водою)		
Карбонати, розчинні у воді	Карбонати, нерозчинні у воді	Сульфіди, розчинні в розведених кислотах	Сульфіди, нерозчинні в розведених кислотах	
I група	II група	III група	IV група	V група
Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup> , Sr <sup>2+</sup> , Ba <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup> , Cr <sup>3+</sup> , Fe <sup>2+</sup> , Fe <sup>3+</sup> , Mn <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Zn <sup>2+</sup>	I підгрупа: хлориди не розчинні у воді: Ag <sup>+</sup> , Pb <sup>2+</sup> , Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> II підгрупа: хлориди розчинні у воді: Cu <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Bi <sup>3+</sup>	сульфіди розчинні в Na <sub>2</sub> S: Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> , As <sup>3+</sup> , As <sup>5+</sup> , Sb <sup>3+</sup> , Sb <sup>5+</sup> , Sn <sup>2+</sup> , Sn <sup>4+</sup>
групового реактиву немає	груповий реактив (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	груповий реактив (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	груповий реактив H <sub>2</sub> S в присутності HCl	груповий реактив Na <sub>2</sub> S

#### Класифікація аніонів

Таблиця №41

Солі Барію, малорозчинні у воді	Солі Аргентуму, малорозчинні у воді	Солі Барію та Аргентуму, розчинні у воді
I група	II група	III група
B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> , SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , J <sup>-</sup> , S <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
груповий реактив BaCl <sub>2</sub> в нейтральному або лужному середовищі	груповий реактив AgNO <sub>3</sub> при наявності HNO <sub>3</sub>	групового реактиву немає

Лабораторний практикум

Якісні реакції катіонів першої аналітичної групи

*Таблиця №42*

Реактиви	Зовнішній ефект при взаємодії з катіонами			
	$\text{NH}_4^+$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$
Луги при нагріванні	виділяється аміак	білий осад $\text{Mg}(\text{OH})_2$	–	–
Реактив Неслера $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$	червоно-бурий осад $\begin{array}{c} \text{O} - \text{Hg} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{Hg} \quad \text{NH}_2 \end{array}$	білий осад $\text{Mg}(\text{OH})_2$	–	–
Натрій гідрофосфат при наявності $\text{NH}_4\text{OH}$ і $\text{NH}_4\text{Cl}$	–	$\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ , розчинний в кислотах	–	–
Хромоген чорний $\text{C}_{20}\text{H}_{13}\text{O}_7 \cdot \text{NH}_4\text{Cl}$	–	комплекс винно-червоного кольору	–	–
Калій гексагідроксистибіат(V) $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	–	–	білий осад $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	–
Натрій гексанітрокобальтат (III) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	–	–	–	жовтий осад $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

Якісні реакції катіонів другої аналітичної групи

*Таблиця №43*

Реактиви	Зовнішній ефект при взаємодії з катіонами		
	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Sr}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$
Калій дихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Жовтий осад $\text{BaCrO}_4$	Жовтий осад $\text{SrCrO}_4$	–
Сульфати	Білий осад $\text{BaSO}_4$	Білий осад $\text{SrSO}_4$	Білий осад $\text{CaSO}_4$
Амоній оксалат $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	Білий осад $\text{BaC}_2\text{O}_4$ розчинний в оцтовій кислоті	Білий осад $\text{SrC}_2\text{O}_4$ розчинний в оцтовій кислоті	Білий осад $\text{CaC}_2\text{O}_4$ розчинний в оцтовій кислоті
Амоній карбонат $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	Білий осад $\text{BaCO}_3$	Білий осад $\text{SrCO}_3$	Білий осад $\text{CaCO}_3$

**Таблиця №44**

**Якісні реакції катіонів третьої групи**

Реактиви	Зовнішній ефект при взаємодії з катіонами					
	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>
Амоній сульфід (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	Білий осад Al(OH) <sub>3</sub>	Синювато-сірий осад Cr(OH) <sub>3</sub>	Чорний осад Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Чорний осад FeS	Чорний осад NiS	Білий осад ZnS
Луги	Al(OH) <sub>3</sub> Сірувато-білий осад	Cr(OH) <sub>3</sub> Бурий осад	Fe(OH) <sub>3</sub> Зеленувато-бурий осад	Fe(OH) <sub>2</sub> Зелений осад	Ni(OH) <sub>2</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>
Натриг ацетат CH <sub>3</sub> COONa	Білий осад CH <sub>3</sub> COOAl(OH) <sub>2</sub>	Зелений осад CH <sub>3</sub> COOCr(OH) <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> COO— Fe(OH) <sub>2</sub> Червоно-бурий осад	Білий осад	-	-
Калій гексацианоферат (III) K <sub>3</sub> Fe(CN) <sub>6</sub>	-	-	Буре забарвлення	Синій осад Fe <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub>	Ni <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub>	Жовтий осад
Калій гексацианоферат (II) K <sub>4</sub> Fe(CN) <sub>6</sub>	-	-	Синій осад Fe <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Білий осад Fe <sub>2</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Ni <sub>2</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Білий осад Zn[Fe(CN) <sub>6</sub> ]
Амоній тиоціанат NH <sub>4</sub> SCN	-	-	Вишнево-червоне забарвлення	-	-	-
Дитизон C <sub>13</sub> H <sub>12</sub> N <sub>4</sub> S	-	-	-	-	-	Малиново-червоне забарвлення

Лабораторний практикум

**Якісні реакції аніонів першої аналітичної групи**

*Таблиця №45*

Реактиви	Зовнішній ефект при взаємодії з аніонами					
	$SO_4^{2-}$	$SO_3^{2-}$	$CO_3^{2-}$	$PO_4^{3-}$	$SiO_3^{2-}$	$BO_2^-$
Барій хлорид $BaCl_2$	Білий осад $BaSO_4$ нерозчинний в кислотах	Білий осад $BaSO_3$	Білий осад $BaCO_3$ розчинний в ацетатній кислоті	Білий осад $BaHPO_4$	Білий осад $BaSiO_3$	Білий осад $Ba(BO_2)_2$
Кислоти	–	–	Виділяється газ $CO_2$	Білий драглистий	$H_2SiO_3$	–
Молібденова рідина $(NH_4)_2MoO_4$	–	–	–	Жовтий осад $(NH_4)_3H_4[P(Mo_2O_7)_6]$	–	–

**Якісні реакції аніонів другої групи**

*Таблиця №46*

Реактиви	Зовнішній ефект при взаємодії з аніонами		
	$Cl^-$	$Br^-$	$I^-$
Аргентум нітрат $AgNO_3$	Білий осад $AgCl$	Жовтий осад $AgBr$	Блідо-жовтий осад $AgI$
Сильні окисники	Виділення хлору	Виділяється бром. Бензен забарвлюється в червоно-бурий колір	Виділяється йод

**Якісні реакції аніонів третьої аналітичної групи**

*Таблиця №47*

Реактиви	Зовнішній ефект при взаємодії з аніонами	
	$NO_3^-$	$NO_2^-$
Купрум і сульфатна кислота	Виділяється $NO$ , який окиснюється до бурого $NO_2$	–



Алюміній при наявності лугу	Виділяється $\text{NH}_3$	–
Дифеніламін $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$	Темно-синє забарвлення	–
Розбавлені кислоти	–	Бурий газ $\text{NO}_2$
Калій іодид $\text{KI}$	–	Виділення йоду
Антипірин і сульфатна кислота	Яскраво-червоне забарвлення	Яскраво-зелене забарвлення

## §72. Експериментальні дослідження

### Якісні реакції катіонів

**Обладнання та реактиви:** пробірки, центрифуга, фільтрувальний папір, універсальний індикаторний папір, лійки, електроплитки, водяна баня, амоній карбонат, амоній хлорид, амоній гідроксид, магній, натрій і калій хлорид, реактив Несслера, натрій гідрофосфат, хромоген чорний, калій гексагідроксостибіат (V), натрій гексанітрокобальтат (III), калій дихромат, натрій сульфат, амоній оксалат, барій хлорид, сульфатна кислота, молібденова рідина, аргентум нітрит, мідь, алюміній, натрій пероксид, дифеніламін, калій іодид, антипірин.

#### 1. Якісний аналіз катіона Натрію

До 2–3 крапель розчину солі Натрію додайте 3 краплі розчину калій гексагідроксостибіату (V)  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ . Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакції. Дослідіть розчинність осаду в кислотах та лугах.

#### 2. Реакції катіона Калію

До 2–3 крапель розчину солі Калію додайте 3 краплі розчину натрій гексанітрокобальтату (III)  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Випадає жовтий кристалічний осад  $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Запишіть рівняння реакції.

#### 3. Реакції катіона амонію

До 2–3 крапель розчину солі амонію додайте 3–4 краплі лугу і нагрійте. Дослідіть газ, що виділяється, на запах і змоченим лакмусовим папірцем. Запишіть рівняння реакції.

#### 4. Виявлення катіону Магнію

До 2–3 крапель розчину солі Магнію додайте 2 краплі розчину амоній хлориду і 4 краплі натрій гідрофосфату. Додайте амоній гідро-

## Лабораторний практикум

кисид до лужної реакції. Запишіть рівняння реакції утворення осаду  $MgNH_4PO_4$ .

### 5. Виявлення катіона Барію

5.1. До 2–3 крапель розчину солі Барію додайте 2 краплі натрій ацетату і 2–3 краплі розчину калій дихромату. Дослідіть розчинність осаду в хлоридній та ацетатній кислотах. Запишіть рівняння реакції.

5.2. До 2–3 крапель розчину солі Барію додайте стільки ж сульфатної кислоти або натрій сульфату. Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакції.

### 6. Реакції катіона Кальцію

6.1. До 2–3 крапель розчину солі Кальцію додайте 3 краплі амоній оксалату  $(NH_4)_2C_2O_4$ . Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакції. Дослідіть розчинність осаду в хлоридній та ацетатній кислотах.

6.2. До 2–3 крапель розчину солі Кальцію додайте 5 крапель натрій сульфату. Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакції. Дослідіть розчинність осаду в амоній сульфаті.

### 7. Груповий реагент на катіони II групи

До 2–3 крапель розчинів кальцій і барій хлоридів додайте по одній краплі амоній хлориду та гідроксиду і додайте групового реагенту  $(NH_4)_2CO_3$ . Для повноти осадження нагрійте реагуючу суміш до 50–70 °С. Що спостерігаєте? Запишіть рівняння реакції.

## Контрольна робота

### Аналіз суміші катіонів I та II групи

Отримайте у викладача розчин невідомої речовини, проведіть дослідження згідно з приведеними схемами №1-3 (стр.211-213). Результати оформляйте у вигляді таблиці (таблиця 48).

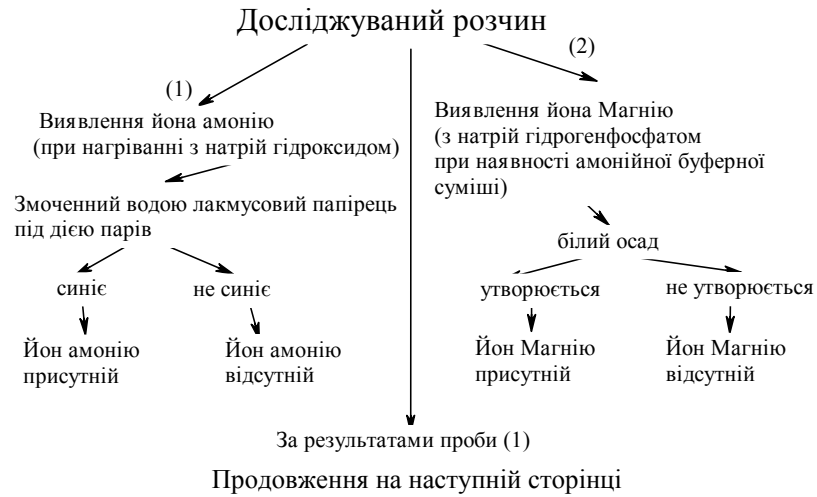
**Лабораторний практикум**

**Контрольний розчин №**

**Таблиця №48**

№	Досліджувана речовина	Мета операції, реактиви, що використовуються	Спостереження	Висновок	Склад осаду	Склад рідини
1	2	3	4	5	6	7

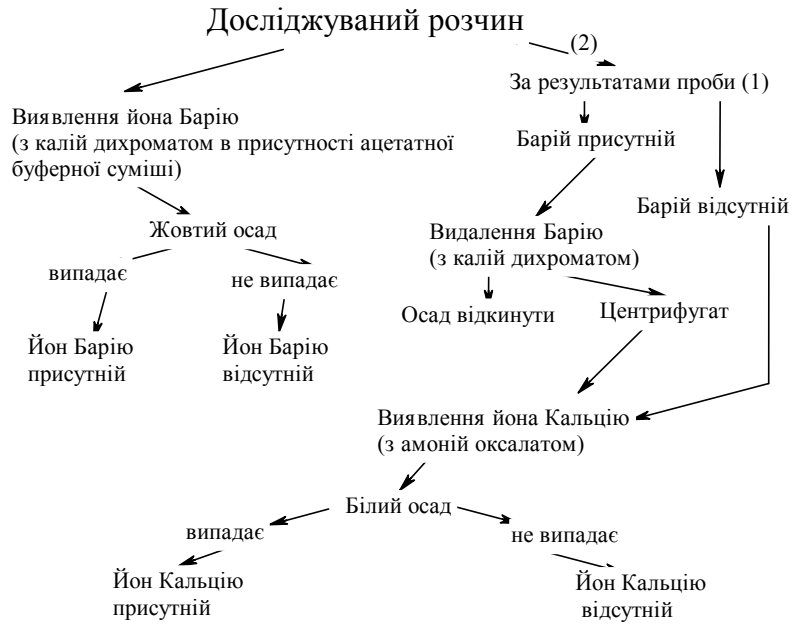
**Схема №1 аналізу суміші катіонів першої групи**



Лабораторний практикум



**Схема №2 аналізу суміші катіонів другої групи**



**Схема №3 аналізу суміші катіонів першої та другої групи**



**§73. Контрольні питання**

1. Що таке якісна реакція?
2. У чому суть “сухого” та “мокрого” способів виконання аналітичних реакцій?
3. Які реакції називаються специфічними і які селективними?
4. У чому різниця між макро-, мікро- і напівмікроаналізом?
5. Який склад досліджуваної речовини, якщо окремі порції розчинів цієї речовини не дали осадів ні з HCl, ні з H<sub>2</sub>S, ні з (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S, ні з (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>?
6. Що таке систематичний та дробний методи якісного аналізу?
7. Які вимоги ставляться до хімічних реактивів?
8. Які умови виконання аналітичних реакцій?
9. Принцип поділу катіонів та аніонів на аналітичні групи.

## Лабораторний практикум

10. Груповий реактив та його використання.
11. Порядок проведення якісного аналізу сухої речовини.

### **§74. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

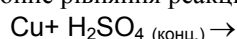
#### **Варіант 1**

1. Які реакції називають аналітичними?
2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії йонів Калію з натрій гексанітрокобальтатом (III):
  - а) білий; б) червоний; в) жовтий?
3. Яким реагентом та в яких умовах можна відкрити катіон  $\text{Ca}^{2+}$ ?
4. У розчині знаходяться катіони  $\text{K}^+$  та  $\text{Mg}^{2+}$ . Як будете проводити аналіз розчину? Поясніть хід аналізу, напишіть рівняння хімічних реакцій знаходження катіонів та їх розділення.
5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:



#### **Варіант 2**

1. Чому погана розчинність продуктів реакції – це одна з умов протікання обмінних реакцій до кінця?
2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії йонів Магнію з натрій гідрогенфосфатом:
  - а) білий аморфний; б) жовтий; в) білий кристалічний?
3. Яким реагентом та в яких умовах можна відкрити катіон  $\text{K}^+$ ?
4. У розчині знаходяться катіони  $\text{NH}_4^+$  та  $\text{K}^+$ . Як будете проводити якісний аналіз розчину? Поясніть хід аналізу, напишіть рівняння хімічних реакцій відкриття катіонів та їх розділення.
5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції :



#### **Варіант 3**

1. Вкажіть умови протікання аналітичних реакцій.
  2. В якому середовищі проводять визначення катіону  $\text{Na}^+$  калій гексагідроксостибіатом (V):
    - а) лужному; б) кислому; в) нейтральному; г) слаболужному?
  3. Яким реактивом можна виявити іодид-іони:
    - а) хлорною водою; б) молібденовою рідиною; г) хлоридною кислотою.
  4. У розчині знаходяться катіони  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Ba}^{2+}$ . Як будете проводити
-

### Лабораторний практикум

якісний аналіз розчину? Поясніть хід аналізу, напишіть рівняння хімічних реакцій відкриття катіонів та їх розділення.

5. Складіть рівняння реакції термічного розкладу амоній карбонату.

#### **Варіант 4**

1. Систематичний метод якісного аналізу, визначення та приклади.

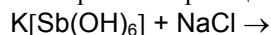
2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії йонів  $\text{Na}^+$  з калій гексагідроксостибіатом(V):

а) білий аморфний; б) жовтий; в) білий кристалічний?

3. Який реактив і чому є груповим на аніони I аналітичної групи?

4. У розчині знаходяться катіони  $\text{Na}^+$  та  $\text{Mg}^{2+}$ . Як будете проводити якісний аналіз розчину? Поясніть хід аналізу, напишіть рівняння хімічних реакцій відкриття катіонів та їх розділення.

5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:



#### **Варіант 5**

1. Дробний метод якісного аналізу, визначення та приклади.

2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії катіонів Барію з калій дихроматом:

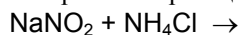
а) білий; б) жовтий; в) буро-коричневий?

3. Яким реагентом та в яких умовах можна відкрити катіон  $\text{K}^+$ ?

4. В якому реактиві розчиняється аргентум хлорид:

а)  $\text{HNO}_3$ ; б)  $\text{HCl}$ ; в)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; г)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ?

5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:



#### **Варіант 6**

1. Що покладено в основу аналітичної класифікації катіонів?

2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії йонів Магнію з натрій гідрогенфосфатом:

а) білий аморфний; б) жовтий; в) білий кристалічний?

3. Яким реагентом та в яких умовах можна відкрити катіон  $\text{Ba}^{2+}$ ?

4. Який із вказаних катіонів дає тільки специфічну реакцію:

а)  $\text{Ba}^{2+}$ ; б)  $\text{Ca}^{2+}$ ; в)  $\text{NH}_4^+$ ?

5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:



#### **Варіант 7**

1. Що покладено в основу аналітичної класифікації аніонів?



### Лабораторний практикум

2. Якого кольору утворюється осад при дії групового реагенту на катіони II аналітичної групи:  
а) білий аморфний; б) жовтий; в) білий кристалічний?
3. Назвіть груповий реагент на II аналітичну групу аніонів? В яких умовах він застосовується?
4. Який з двох реагентів частіше використовується для відкриття катіону Кальцію і чому:  
а) амоній оксалат;  
б) натрій сульфат?
5. Складіть рівняння реакції розчинення  $\text{CaCO}_3$  в ацетатній кислоті при нагріванні.

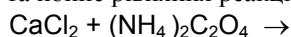
### **Варіант 8**

1. У залежності від чого поділяють аналітичні методи на макро-, мікро-, напівмікро- та ультрамікрометоди?
2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії катіонів Барію з натрій сульфатом:  
а) білий аморфний; б) жовтий; в) білий кристалічний?
3. Назвіть груповий реагент на II аналітичну групу катіонів?
4. У розчині знаходяться катіони  $\text{Ba}^{2+}$  та  $\text{K}^+$ . Як будете проводити якісний аналіз розчину? Поясніть хід аналізу, напишіть рівняння хімічних реакцій відкриття катіонів та їх розділення.
5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:



### **Варіант 9**

1. Що розуміють під чутливістю, селективністю та специфічністю аналітичних реакцій?
2. Якого кольору утворюється осад при дії молібденової рідини на фосфат – іони:  
а) білий; б) жовтий; в) зелений; г) бурий?
3. Яким реактивом розчиняють осад карбонатів катіонів II аналітичної групи  
а)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; б)  $\text{HCl}$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; г)  $\text{HNO}_3$ ?
4. Який з катіонів I–II груп утворює осад із гіпсовою водою:  
а)  $\text{Ba}^{2+}$ ; б)  $\text{Ca}^{2+}$ ; в)  $\text{Mg}^{2+}$ ?
5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:



### **Варіант 10**

---

### Лабораторний практикум

1. Предмет та методи аналітичної хімії.
2. Якого кольору набуває розчин солей Магнію при додаванні хромогену чорного (у присутності амонійного буферного розчину):
  - а) синього; б) чорного; в) червоного?
3. Яким реагентом та в яких умовах можна відкрити катіон  $\text{NH}_4^+$ ?
4. З яким аніоном  $\text{AgNO}_3$  утворює блідо-жовтий аморфний осад:
  - а)  $\text{CO}_3^{2-}$ ; б)  $\text{Cl}^-$ ; в)  $\text{I}^-$ ?
5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:
$$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] + \text{KCl} \rightarrow$$

#### **Варіант 11**

1. Відкриваємий мінімум та мінімальна концентрація.
2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії бромід-аніонів з  $\text{AgNO}_3$ :
  - а) білого; б) яскраво-жовтого; в) червоного; г) блідо-жовтого?
- В якій з речовин він розчиняється:
  - а)  $\text{HNO}_3$ ; б)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ; в)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ?
3. Яким реагентом відділяють катіони I аналітичної групи від катіонів II групи?
4. У розчині знаходяться катіони  $\text{Na}^+$  та  $\text{Ca}^{2+}$ . Як будете проводити якісний аналіз розчину? Поясніть хід аналізу, напишіть рівняння хімічних реакцій відкриття катіонів та їх розділення.
5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:
$$\text{MgCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

#### **Варіант 12**

1. Що означає поняття груповий реагент?
2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії йонів  $\text{Na}^+$  з калій гексагідроксостибіатом (V):
  - а) білий аморфний; б) жовтий; в) білий кристалічний?
3. Який реагент є груповим для аніонів I аналітичної групи?
4. У розчині знаходяться катіони  $\text{Na}^+$  та  $\text{Mg}^{2+}$ . Як будете проводити якісний аналіз розчину? Поясніть хід аналізу, напишіть рівняння хімічних реакцій відкриття катіонів та їх розділення.
5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:
$$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6] + \text{NaCl} \rightarrow$$

## Лабораторний практикум

### Варіант 13

1. На чому базується теорія якісного хімічного аналізу?
2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії карбонат-іонів із солями Барію:  
а) жовтий; б) білий; г) зелений?
3. Яким із наведених реактивів відкривають йони  $Mg^{2+}$  у процесі аналізу:  
а)  $NH_4Cl$ ; б)  $KOH$ ; в)  $Na_2CO_3$ ; г)  $Na_2HPO_4$ ?
4. В якій кислоті осад  $CaC_2O_4$  не розчиняється :  
а) нітратній; б) ацетатній; в) хлоридній; г) у всіх наведених;  
д) у жодній з наведених?
5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:  
 $MgCl_2 + Na_2HPO_4 + NH_4OH \rightarrow$

### Варіант 14

1. Сульфідна класифікація катіонів.
2. Якого кольору утворюється осад при взаємодії аргентум нітрату з хлорид-іоном:  
а) білий кристалічний; б) чорний; в) жовтий; г) білий аморфний?
3. Як видаляють із досліджуваного розчину йони  $NH_4^+$  для виявлення інших катіонів I аналітичної групи:  
а) обробкою  $NaOH$ ; б) випарюванням розчину і термічним розкладом осаду;  
в) обробкою  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ ; г) випарюванням розчину?
4. В якому середовищі виявляють катіони Натрію:  
а) у будь-якому; б) у лужному; в) кислому; г) нейтральному?
5. Складіть рівняння реакцій термічного розкладу амоній хлориду та амоній нітрату.

### Варіант 15

1. Умови протікання аналітичних реакцій обміну до кінця.
  2. В який колір забарвлюється бензен при дії хлорної води на іодид-іони:  
а) безбарвний; б) червоно-фіолетовий; в) блідо-зелений?
  3. Для чого в якісних реакціях використовують буферні розчини?
  4. В якому реактиві не розчиняється барій хромат:  
а)  $HNO_3$ ; б)  $CH_3COOH$ ; в)  $HCl$ ?
  5. Складіть молекулярне та йонне рівняння реакції:  
 $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$
-

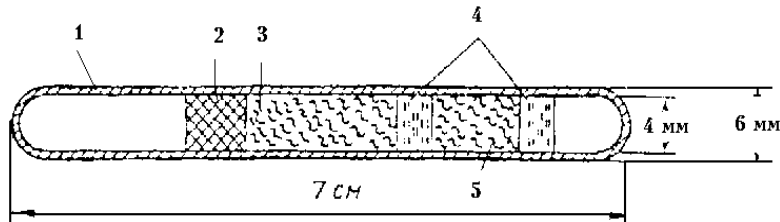
## §75. Кількісний аналіз

### 1. Експрес – аналіз

#### Теоретична частина

До **експрес – методів** відносять методи аналізу як якісного, так і кількісного складу проби, яка досліджується за спеціальними методиками, і для виконання яких необхідні невеликі затрати часу. Точність таких аналізів порівняно невелика і їх можна розцінювати як оперативні для проведення певних заходів технологічного чи організаційного типу з метою впливу на ситуацію.

При санітарному контролі повітря широко поширений експрес-аналіз за допомогою індикаторних трубок. Це герметична скляна трубка, наповнена твердим носієм, обробленим активним реагентом. Як носії реагентів використовують: силікагель, алюміній оксид, фосфор та інші. Концентрація шкідливої речовини визначається за зміною довжини забарвлення індикаторного порошку.



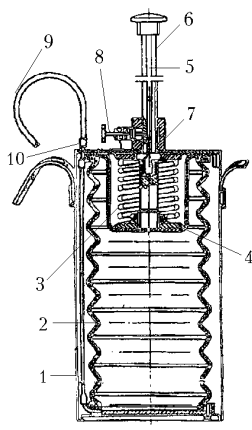
**Рис. 35.** Стандартна концентраційна трубка з активованим вугіллям для відбору забрудників повітря

1 – скляна трубка; 2 – тампон із скловолокна; 3 – фронтальна секція з 0,1 г активованого вугілля; 4 – корки з полііноуретану; 5 – задня секція з 0,05 г активованого вугілля.

#### 1.1. Експериментальні дослідження

##### Визначення вмісту сульфур діоксиду в повітрі з використанням переносного універсального газоаналізатора УГ-2

**Обладнання та реактиви:** газоаналізатор УГ-2 з комплектом індикаторних трубок на сульфур діоксид



**Рис.36. Пристрій для відбору повітря в газоаналізаторі УГ-2.**

1 – корпус; 2 – сильфон; 3 – пружина; 4 – кільце розпірне; 5 – канавка з двома заглибинами; 6 – шток; 7 – втулка; 8 – фіксатор; 9 – гумова трубка; 10 – штуцер.

### **Хід аналізу**

Індикаторні трубки витримати декілька хвилин поки вони набудуть температури навколишнього середовища.

Відкрийте кришку газоаналізатора, відведіть фіксатор і установіть шток, щоб наконечник фіксатора ковзав по канавці штока, над якою вказаний об'єм  $300 \text{ см}^3$ . Натиском руки на головку штока стисніть сильфон до тих пір, поки кінець фіксатора не попаде в верхнє заглиблення в канавці штока. Відкрийте індикаторну і фільтрувальні трубки, відломивши їх кінці відкривачем. Приєднайте індикаторну трубку до приладу немаркованим кінцем, до іншого кінця трубки – фільтрувальну трубку. Натискуючи однією рукою на шток, другою відведіть фіксатор. Всмоктавши необхідний об'єм повітря, від'єднайте індикаторну трубку. Прикладіть її до шкали, сумістіть з нульовою позначкою стовпчика індикаторного порошку біля маркірованого кінця. Зніміть покази за межею порошку, який змінив забарвлення. Повторіть вимір ще два рази. За результат беріть середнє арифметичне з трьох вимірів.

## **2. Гравіметричний аналіз**

### **Теоретична частина**

В основі гравіметричного аналізу лежить закон сталості складу і закон еквівалентів. Сутність гравіметричного аналізу складає визначення маси та складу елемента, йона чи сполуки, що знаходиться в досліджуваній пробі.

Для цього підбирають реактив, який з досліджуваним компонен-

том утворює осад.

Даний аналіз включає такі операції: взяття наважки, розчинення, осадження, фільтрування, промивання осаду, висушування і прожарювання осаду, зважування, обчислення результату.

Наважкою називають масу речовини, необхідну для виконання аналізу.

Встановлено, що найбільш зручні в роботі кристалічні осади з масою близько 0,5 г і об'ємні аморфні осади масою 0,1 – 0,3 г. З цього розраховують величину наважки.

Зважування наважки проби проводять на аналітичних терезах.

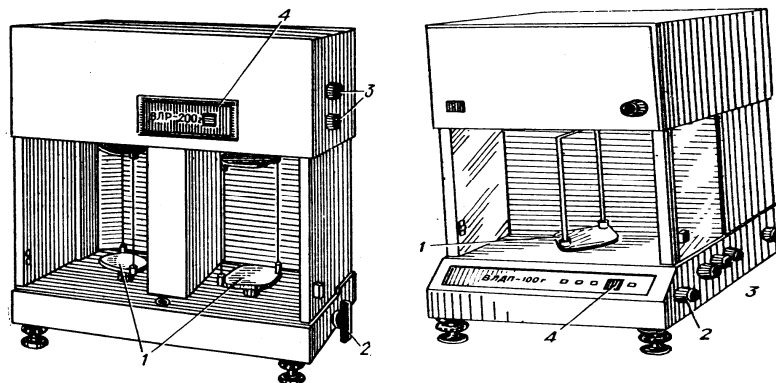


Рис. 37. Аналітичні терези.

### Розчинення

Наважку досліджуваної речовини обережно пересипають в чисту хімічну склянку і заливають 100 – 150 мл розчинника. Розчинник підбирають завчасно. При необхідності вміст склянки нагрівають на водяній бані, накривши годинниковим склом.

Як розчинник використовують воду, ацетатну, хлоридну, сульфатну, нітратну кислоти, «царську водку», органічні речовини.

### Осадження

Осадження – важлива і відповідальна операція. При її виконанні необхідно правильно вибрати осаджувач, розрахувати його об'єм, необхідний для повного осадження компоненту. Осаджувач вибирають виходячи з вимог до осаду. Осад повинен мати:

- малу розчинність
- крупнокристалічну будову

## Лабораторний практикум

– легку перетворюваність у вагову форму.

Для практичного повного осадження достатньо полуторного надлишку осаджувача.

Для одержання крупнокристалічного осаду для подальших операцій необхідно, щоб розчин був по можливості менш перенасиченим відносно осаджуваного компонента.

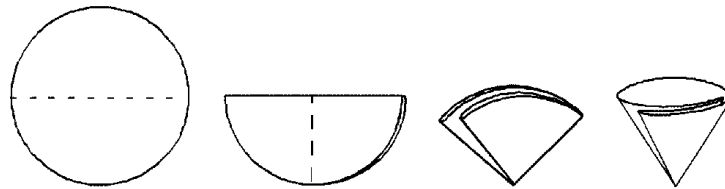
Аморфні осад краще утворюють з концентрованих розчинів концентрованим осаджувачем. Випадання аморфного осаду краще проходить в присутності електроліту-коагулятора.

Контроль повноти осадження проводять шляхом додавання до прозорого розчину 2 – 3 крапель розчину осаджувача. Якщо при цьому появиться легке помутніння, то повне осідання не досягнута.

### **Фільтрування**

Щоб відділити осад від розчину, проводять фільтрування. Для цього використовують спеціальні беззольні фільтри. У залежності від щільності фільтри маркуються:

- чорна (червона) стрічка – найменш щільні, призначені для відділення аморфних осадів;
- біла стрічка – фільтри середньої щільності, використовуються для відділення більшості кристалічних осадів;
- синя стрічка – найбільш щільні, використовують для відділення малокристалічних осадів.



**Рис. 38.** Складання беззольного фільтра.

### **Промивання осаду**

Осад, що утворюється, захоплює з собою сторонні речовини з розчину. З метою одержання незабрудненого осаду його промивають. Для цього використовують розбавлені розчини осаджувача, розчини електроліту-коагулятора, дистильовану воду.

---

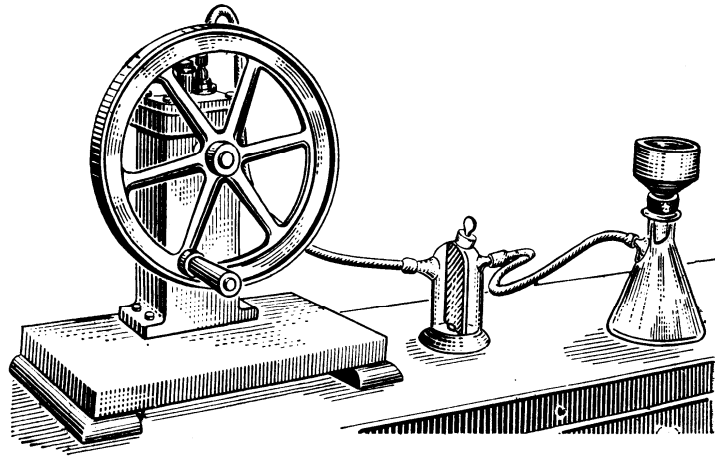


Рис.39. Фільтрування під вакуумом.

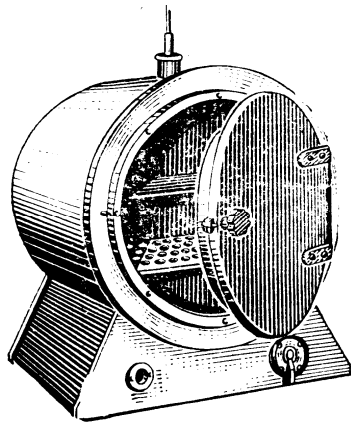


Рис.40. Сушильна шафа з електричним обігрівом.

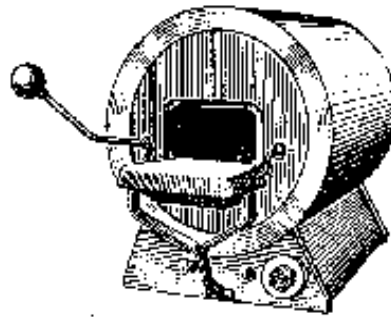


Рис.41. Муфельна піч.

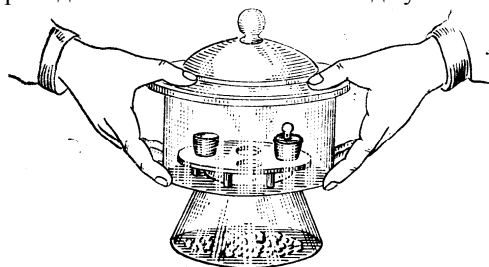


### Висушування і прожарювання осаду

Висушують осад разом з фільтром. Лійку з осадом накривають аркушиком вологого фільтрувального паперу, краї якого притискають до зовнішньої поверхні лійки (для захисту від пилу). Лійку з осадом поміщають в сушильну шафу на 20 – 30 хвилин при температурі 90 – 105°C. Прожарювання проводять в фарфорових тиглях, які попередньо прожарені до сталої маси.

Для прожарювання використовують муфельні печі.

Прожарювання проводять з відділенням або без відділення фільтра в залежності від хімічної природи осаду, його відношення до Карбону, що міститься в фільтрі. Якщо осад може вступати в реакцію з Карбоном, тоді пропікання ведуть з відділенням фільтра. Прожарювання проводять 25 – 30 хвилин. Охолоджують тигель в екзикаторі і зважують.



Повторюють прожарювання (15 – 20 хвилин), охолоджують і зважують. Прожарювання, охолодження і зважування повторюють до тих пір, поки не буде досягнута постійна маса тигля з осадом.

**Рис.42. Екзикатор.**

За результатами зважування проводять розрахунки. У випадку масових аналізів для спрощення розрахунків використовують фактори перерахунку.

**Фактор перерахунку** – відношення молекулярної маси речовини, що аналізується, до молекулярної маси речовини, яка знаходиться в осаді.

$$f = \frac{A_r(M_r)(\text{речовини, що аналізується})}{M_r(\text{речовини в осаді})}$$

Фактор перерахунку показує кількість грамів компоненту, що визначається, вміщує 1 г осаду.

Наприклад:

Компонент, що визначається	Вагова форма	Фактор перерахунку
Fe	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	2A <sub>r</sub> (Fe) / M <sub>r</sub> (Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> )

## 2.1. Експериментальні дослідження

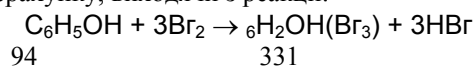
---

## Визначення фенолу в воді

**Обладнання та реактиви:** установка для перегонки з водяною парою, колби, тиглі, сушильна шафа, бромна вода, ацетатна кислота.

Воду в кількості 500 мл налейте у колбу, підкисліть ацетатною кислотою до кислої реакції за лакмусом і проведіть перегонку з водяною парою. Одержите дистилат, який і досліджуйте. До дистилату додайте бромної води до зникнення жовтого забарвлення. Отриманий білий осад фільтруйте, промивайте водою і висушуйте до постійної маси в вакуумі або за 90 °С в сушильній шафі. Після одержання сталої маси проведіть розрахунки.

Фактор перерахунку, виходячи з реакції:



$$\alpha = \frac{94}{331} = 0,2839$$

Вміст фенолу у воді

$$C_{\text{ф}} = \frac{\alpha \cdot m \cdot 1000}{500} \text{ мг/л}, \text{ де: } m - \text{ маса осаду, мг;}$$

500 – об'єм води, взятий для аналізу, мл; 1000 – перерахунок вмісту на 1 л;

$C_{\text{ф}}$  – вміст фенолу у воді, мг/л

## 3. Титриметричний аналіз

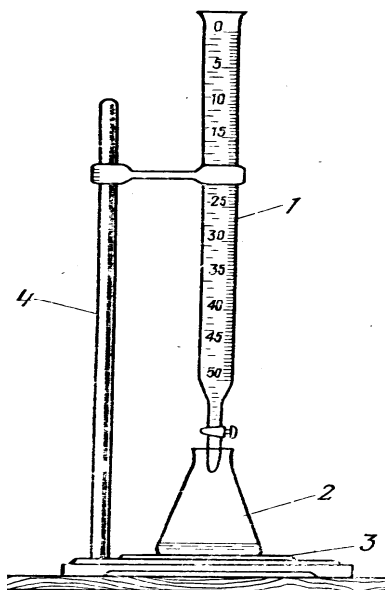
### Теоретична частина

Метод титриметричного аналізу ґрунтується на точному вимірюванні об'єму розчину реактиву з точно відомою концентрацією, витраченого на реакцію з компонентом, що визначається.

В титриметрії використовують **стандартні розчини** (титранти), склад яких точно відомий. Кількісний склад розчину виражають через молярну концентрацію еквівалента ( $N$ ,  $n$ ,  $c_N$ ), або титр ( $T$ ). Розчини готують методом розчинення наважки (стандарті розчини) або за стандартним розчином (стандартизовані розчини).

Процес поступового додавання розчину титранту до розчину речовини, що аналізується, називається **титруванням**. При титруванні використовують не надлишок реактиву, а його кількість хімічно еквівалентна кількості речовини, що аналізується. Тому необхідно визна-

чити **точку еквівалентності**. Її встановлюють візуально за зміною кольору індикатора чи іншими фізико-хімічними методами.



**Рис.43. Установка для титрування.**

1 – бюретка з титрантом; 2 – конічна колба з розчином речовини, що аналізується; 3 – аркуш білого паперу; 4 – штатив.

Обчислення результатів проводять на основі **закону еквівалентів**.

Метод включає такі операції:

- приготування стандартного (стандартизованого) розчину,
- підбір індикатора,
- титрування,
- обчислення результатів.

### **Приготування стандартних (стандартизованих) розчинів**

Точну наважку переносять в мірну колбу необхідного об'єму, розчиняють, доливаючи воду, доводять об'єм розчину до мітки.

$$T = \frac{m}{V}; N = \frac{T \cdot 1000}{E_m}, \text{ де: } E_m - \text{еквівалентна маса}$$

Якщо речовини, що використовуються як титранти, змінюють склад при зберіганні чи навіть при зважуванні, а також при розчиненні, приготувати стандартний розчин методом розчинення наважки неможливо. В цьому випадку готують **стандартизовані розчини**.

Для цього приблизні кількості речовини розчиняють в необхідній

## Лабораторний практикум

кількості води і титрують розчином підбраної стандартної речовини. За затраченими об'ємами і концентрації стандартного розчину обчислюють молярну концентрацію еквівалента стандартизованого розчину:

$$N \cdot V = \text{const}$$

На практиці для приготування стандартних розчинів часто використовують фіксанали.

**Фіксанал** – запаяна скляна ампула з кількістю речовини, необхідної для приготування 1л 0,1н (0,01н) розчину.

### **Підбір індикаторів**

**Індикатор** – речовина, за допомогою якої визначають **точку еквівалентності** – момент завершення реакції між досліджуваною речовиною і стандартним (стандартизованим) розчином.

Підставою для підбору є зміна параметрів системи які можна зафіксувати і негайно припинити титрування.. Наприклад, рН, чи інший.

Індикаторами можуть бути як окремі речовини: метилоранж, лакмус, фенолфталеїн, тимолфталеїн, бромтимоловий спирт, що змінюють забарвлення при певних значеннях рН, так і самі титранти, які при надлишку змінюють забарвлення розчину досліджуваної речовини (наприклад при титруванні калій перманганатом – малиновий колір)

Підбір індикатора досить відповідальний момент, оскільки неправильно зафіксована мить завершення реакції приводить до неправильно замірених об'ємів розчинів титранту і речовини, а це, в свою чергу, – до помилок при обчисленні результатів.

### **Титрування**

За допомогою піпетки в конічну колбу на 50 мл набирають 10 – 20 мл досліджуваного розчину. До розчину додають одну-дві краплі індикатора і перемішують. Стандартний розчин заливають в бюретку. Бюретки необхідні для відліку об'єму розчину, витраченого на титрування. За допомогою лійки бюретку заповнюють розчином вище нульової поділки, заповнюють відтягнуту трубку, гумовий затвор. Потім лійку відкладають і встановлюють рівень розчину на нульовій поділці,

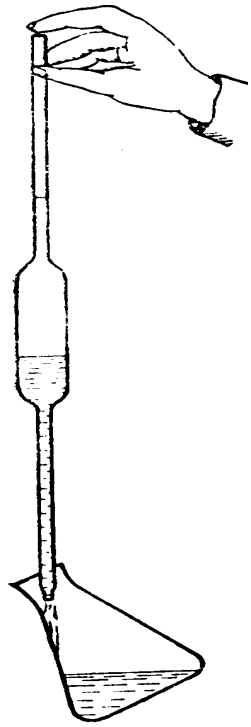


Рис. 44. Виливання розчину з піпетки.

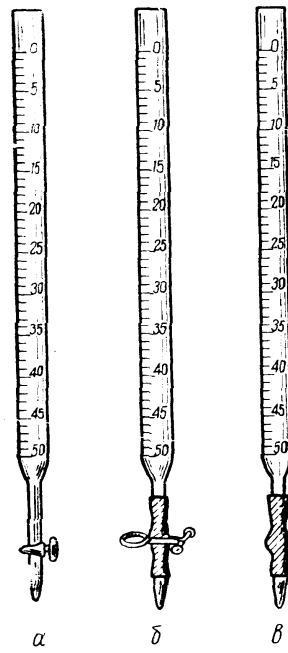


Рис. 45. Бюретки.

- а) з краном;
- б) з металічним зажимом;
- в) з скляною кулькою в середині гумової трубки.

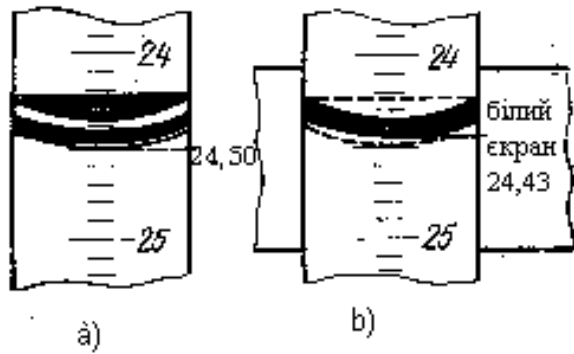


Рис. 46. Менікс розчину, що знаходиться в бюретці.

## Лабораторний практикум

зливаючи розчин з бюретки. Відлік проводять від нижнього меніска. Титрування проводять за такими правилами:

- кожне титрування починають, коли розчин в бюретці знаходиться на рівні нульової позначки шкали;
- випускають розчин зі бюретки з швидкістю 3 – 4 краплі в секунду, щоб він своєчасно стікав;
- об'єм розчину для титрування не повинен перевищувати вмісту однієї бюретки.

Титрування проводять до тих пір, поки в кінчній колбі з досліджуваною речовиною від однієї краплі титранту не зміниться забарвлення. Обчислення результатів проводять на основі закону еквівалентів:  $N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$

1 – титрант, 2 – досліджувана речовина.

$$N_2 = (N_1 \cdot V_1) / V_2$$

N – молярна концентрація еквівалента, моль / л,

V – об'єм розчинів компонентів, мл.

Якщо однотипні досліди проводять масово, тоді для спрощування розрахунків знаходять **титр стандартного розчину за досліджуваною речовиною** ( $T_{ст / реч}$ ). Тоді маса речовини m:

$$m = T_{ст / реч} \cdot V_{ст}$$

### Методи титриметричного аналізу

За хімічними реакціями методи титриметричного аналізу розділяють:

- основані на реакціях приєднання фонів;
- основані на окисно-відновних реакціях;
- основані на реакціях комплексоутворення.

## 3.1. Експериментальні дослідження

### 3.1.1. Метод нейтралізації

**Обладнання та реактиви:** установка для титрування, піпетки, титрувальні колби, циліндри, колби круглі плоскодонні, ареометр, папір фільтрувальний, метилоранж, кислота сульфатна (20–30%), бура – 0,1н, розчин NaOH (< 0,1н), хлоридна кислота (0,1н), фенолфталеїн, молоко.

## Лабораторний практикум

### **Приготування 100 мл приблизно 0,1н розчину з розчину сульфатної кислоти невідомої концентрації**

Еквівалентна маса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  дорівнює 49,02 г/моль, тому в 100 мл розчину її повинно міститися:

$$m = 0,1 \cdot 49,02 \cdot 0,100 = 0,4902 \text{ г.}$$

Ареометром заміряйте густину кислоти, з довідкової таблиці знайдіть масову частку  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , що відповідає цій густині.

#### Густина водних розчинів сульфатної кислоти

*Таблиця №49*

$\rho$ , г/л	1080	1100	1120	1140	1160	1180
$c$ , %	12,0	14,7	17,4	20,1	22,7	25,2
$\rho$ , г/л	1200	1220	1240	1260	1280	1300
$c$ , %	27,7	30,2	32,6	35,0	37,4	39,7

Для прикладу беремо наступні значення:  $\rho = 1,155 \text{ г/см}^3$ ,  $c = 22\%$ . Знаючи це, обчислюємо, в якій масі концентрованої кислоти міститься потрібна маса чистої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

22 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься в 100 г кислоти

0,49 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься в  $m$  г кислоти

$$m = 2,23 \text{ г}$$

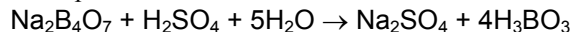
Переведемо масу кислоти в об'єм

$$V = m / \rho = 2,23 / 1,155 = 1,93 \text{ мл.}$$

Відміряйте визначений об'єм кислоти (2 мл) малим циліндром, і влийте її в дистильовану воду, яка знаходиться у великому циліндрі, доведіть об'єм до 100 мл дистильованою водою, одержаний розчин старанно перемішайте і перелийте у колбу.

### **Стандартизація розчину сульфатної кислоти за натрій тетраборатом (бурою) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$**

Титрування натрій тетраборату сульфатною кислотою відповідає рівнянню хімічної реакції:



З цього рівняння видно, що в результаті аналізу накопичується слабка боратна кислота, тобто рН розчину в точці еквівалентності буде дещо нижчим 7 і для титрування слід взяти індикатор метилоранж або метилрот.

#### **Хід аналізу**

Чисту бюретку заповніть приготовленим розчином  $\text{H}_2\text{SO}_4$  так,

---

## Лабораторний практикум

щоб меніск її був дещо вище нульової поділки, випустіть з бюретки розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  стільки, щоб нижній край меніска став на нульовій поділці.

Чисту піпетку об'ємом 10 мл сполосніть розчином бури і відміряйте нею по 10 мл бури у дві конічні титрувальні колби, в кожену з яких додайте 1–2 краплі індикатора метилоранжу.

На основу штативу покладіть білий папір, щоб краще було видно зміну кольору в титрувальній колбі. Підставте під бюретку титрувальну колбу з бурою і поступово, по 1–2 краплі, додавайте з неї розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$  до розчину бури в колбі доти, поки зміниться в останній забарвлення з жовтого на блідо-рожеве.

Титрування повторіть до одержання співпадаючих результатів, різниця в значеннях не повинна перевищувати 0,2 мл.

Всі дані запишіть в лабораторний зошит, з двох результатів, що співпадають, візьміть середнє арифметичне і обчисліть молярну концентрацію еквівалента  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та її титр.

$V_{\text{серед}} = (V_1 + V_2) / 2 = \text{мл}$ , де  $V_1, V_2$  – об'єми кислоти, витрачені на титрування в двох повторностях.

$$N(\text{H}_2\text{SO}_4) = V(\text{бури}) \cdot N(\text{бури}) / V_{\text{серед}} = \text{моль/л}$$

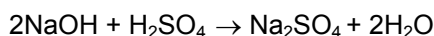
$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{N(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot E_m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{1000} \text{ г/мл}$$

Примітка:  $N(\text{H}_2\text{SO}_4)$  і  $T(\text{H}_2\text{SO}_4)$  виражаються п'ятизначними числами, включаючи і нуль цілих.

### Контрольне завдання

#### 3.1.2. Визначення кількості лугу (NaOH) в розчині

Взаємодія між кислотою і лугом (NaOH) відповідає рівнянню хімічної реакції:



#### Хід аналізу

Заповніть бюретку стандартизованою кислотою, в двох конічних колбах отримайте у лаборанта контрольний розчин натрій гідроксиду і додайте у кожену колбу по 2 краплини метилоранжу, титруйте поки зміниться забарвлення з жовтого на блідо-рожеве.

**Розрахунки:**  $V_{\text{серед}} = (V_1 + V_2) / 2 = \text{мл}$ , де  $V_1, V_2$  – об'єми кислоти, витрачені на титрування в двох повторностях.

З рівняння реакції видно, що речовини  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і NaOH реагують



## Лабораторний практикум

між собою в еквівалентних кількостях:

49,02 г/моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$  взаємодіє з 40 г/моль  $\text{NaOH}$ ;

$m$  г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  взаємодіє з  $x$  г  $\text{NaOH}$ , де:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = T(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{серед}}$$

$$x = \frac{T(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{серед}} \cdot 40}{49,02} \text{ г}$$

Примітка: значення  $x$  повинно мати п'ять цифр, включаючи нуль цілих.

### 3.1.3. Визначення карбонатної твердості води

В конічну колбу об'ємом 300 мл налейте 100 мл води, яка аналізується. Додайте 2 краплі метилоранжу і титруйте 0,1н розчином хлоридної кислоти до зміни забарвлення води в колбі з жовтого в стійке оранжеве. Повторіть титрування. Розрахуйте карбонатну твердість води  $T_k$ .

$$T_k = V(\text{HCl}) \cdot N(\text{HCl}) \cdot 1000 / V(\text{H}_2\text{O}) \text{ моль/л.}$$

$V(\text{HCl})$  – середній об'єм кислоти, затрачений на титрування

$$V(\text{HCl}) = (V_1 + V_2) / 2,$$

$V_1, V_2$  – об'єми кислоти, затрачені на титрування.

$N(\text{HCl})$  – молярна концентрація еквіваленту кислоти (0,1н);

$V(\text{H}_2\text{O})$  – об'єм води, взятий для аналізу.

## 3.2. Перманганатометрія

**Обладнання та реактиви:** штатив з “лапками”, бюретки (25 мл), піпетки автоматичні з 2н  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , колби конічні титрувальні, циліндри мірні (250 і 10 мл), розчин  $\text{KMnO}_4$  (0,1н), оксалатна кислота (0,05н), плитка електрична із закритим нагрівачем.

### Приготування стандартизованого розчину калій перманганату об'ємом 150 мл концентрацією приблизно 0,05н з 0,1н розчину

Щоб розрахувати кількість 0,1н калій перманганату, яка необхідна для приготування розчину заданої концентрації, користуємося законом еквівалентів відносно титриметричного аналізу: добуток молярної концентрації еквівалента розчину на об'єм розчину є величина постійна для двох реагуючих речовин:

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2,$$

$$V_1 = V_2 \cdot N_2 / N_1;$$

$$V_1 = 0,05 \cdot 100 / 0,1 = 50 \text{ мл.}$$

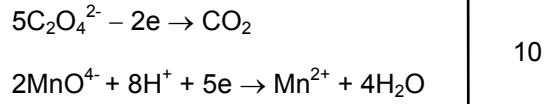
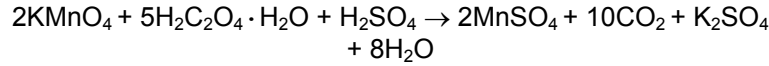
---

### Лабораторний практикум

Візьміть 50 мл розчину  $\text{KMnO}_4$ , перенесіть в циліндр, доведіть об'єм розчину до мітки 100 мл дистильованою водою, старанно перемішайте і вилийте в плоскодонну колбу.

#### **Стандартизація розчину $\text{KMnO}_4$ за оксалатною кислотою $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .**

Калій перманганат взаємодіє із оксалатною кислотою в кислому середовищі за рівнянням реакції:



#### **Хід аналізу**

У чисту бюретку налийте розчин  $0,05\text{N KMnO}_4$ , дотримуючись правил заповнення бюретки. У дві конічні колби за допомогою піпетки налийте по 10 мл розчину  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . У кожну колбу додайте по 5 мл  $2\text{N H}_2\text{SO}_4$  і підігрійте вміст колби до температури  $70\text{--}80^\circ\text{C}$  (не допускаючи кипіння і розкладу оксалатної кислоти), гарячий розчин титруйте калій перманганатом до блідо-рожевого кольору. Розчин  $\text{KMnO}_4$  при титруванні доливайте до розчину  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  повільно, по краплях, добиваючись знебарвлення кожної краплі, поки розчин у колбі не набуде блідо-рожевого забарвлення, яке не зникне протягом  $1\text{--}2$  хв.

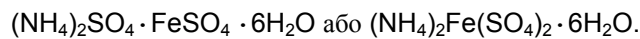
#### **Розрахунки**

$$V_{\text{серед}} = (V_1 + V_2) / 2 = \text{мл, де } V_1, V_2 - \text{об'єми } \text{KMnO}_4$$

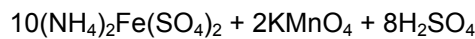
$$N(\text{KMnO}_4) = \frac{N(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V_{\text{серед}}} \text{ моль/л}$$

#### **Контрольна задача**

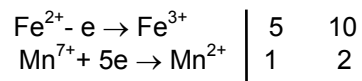
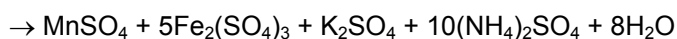
##### **3.2.1. Визначення $\text{Fe}^{2+}$ – іону в розчині солі Мора**



Калій перманганат взаємодіє із сіллю Мора згідно рівнянню реакції:



### Лабораторний практикум



У даному випадку еквівалентна маса заліза  $E_m(\text{Fe}^{2+})$  дорівнює 55,85 г/моль.

#### **Хід аналізу**

Мірну колбу, де знаходиться певна кількість солі Мора, наповніть до мітки 100 мл дистильованою водою і перемішайте. 10 мл отриманого розчину перенесіть в конічну колбочку, додайте мірним циліндром 8–10 мл  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і титруйте  $\text{KMnO}_4$  до блідо-рожевого кольору. Титрування повторюйте до одержання співпадаючих результатів.

#### **Розрахунки**

$V_{\text{серед}} = (V_1 + V_2) / 2 = \dots$  мл,  $V_1, V_2$  – об'єми  $\text{KMnO}_4$ , витрачені на титрування при двох повторностях.

$$N(\text{солі Мора}) = \frac{N(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{серед}}}{10} = 0, \dots$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = N(\text{солі Мора}) \cdot E_m(\text{Fe}^{2+}) \cdot V(\text{розчину}) = 0, \dots$$

де  $V(\text{розчину}) = 0,1$  л.

### **3.3. Визначення вмісту вільного хлору у воді іодометричним методом**

**Обладнання та реактиви:** піпетки, установка для титрування, мірні колби на 100 мл, конічні колби, натрій тіосульфат, калій іодид, сульфатна кислота, калій перманганат, крохмаль.

#### **Приготування стандартизованого розчину натрій тіосульфату об'ємом 100 мл концентрацією 0,05н**

Маса тіосульфату для приготування розчину

$$m = E_m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot N(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{розчину}),$$

де:  $E_m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$  – еквівалентна маса тіосульфату, г/моль;

$N(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$  – молярна концентрація еквіваленту тіосульфату, моль/л;  $V(\text{розчину})$  – об'єм в л.

$$m = 248,21 \cdot 0,05 \cdot 0,1 = 1,241 \text{ г}$$

Зважте на терезах 1,2–1,3 г тіосульфату, розчиніть в 100 мл дистильованої води. Для стійкості розчину додайте 0,1 г натрій карбонату. Колбу закрийте пробкою і поставте в темне місце.

---

### Стандартизація розчину натрій тіосульфату за калій перманганатом

У конічну колбу перенесіть 10–15 мл 20% сульфатної кислоти і точно піпеткою 10 мл стандартизованого розчину 0,05н калій перманганату. Накрийте колбу склом і залишіть на 5 хвилин, захистивши від прямого сонячного проміння. Після цього долийте 100 мл води і, не поспішаючи при перемішуванні, титруйте від темно-бурого забарвлення рідини до солом'яно-жовтого. Додайте 3 мл крохмалю і обережно, по краплях, титруйте, поки синє забарвлення розчину не зникне від краплі тіосульфату.

Повторіть титрування 2–3 рази, візьміть середнє значення об'єму розчину натрій тіосульфату, що витрачено на титрування.

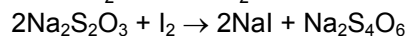
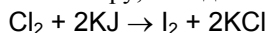
Концентрація тіосульфату:

$$N(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{N(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} \text{ моль/л}$$

Титр розчину натрій тіосульфату за хлором:

$$T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 / \text{Cl}) = \frac{N(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot E_m(\text{Cl})}{1000} \text{ г/мл}$$

$E_m(\text{Cl})$  – еквівалентна маса хлору, виходячи з реакції:



$$E_m(\text{Cl}) = 35,46 \text{ г / моль}$$

### Визначення вмісту вільного хлору у воді

Відміряйте піпеткою 20 мл води, яку аналізуєте, перенесіть в конічну колбу, додайте 15 мл 10% розчину калій іодиду і титруйте йод, що виділився, до солом'яно-жовтого забарвлення. Потім додайте 1 мл крохмалю і синій розчин дотитруйте до знебарвлення від однієї надлишкової краплі натрій тіосульфату. Титрування повторіть декілька разів і візьміть середнє значення об'єму натрій тіосульфату, що витрачений на титрування. Вміст хлору обчисліть за формулою:

$$m = T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 / \text{Cl}) \cdot V \cdot 50, \text{ де}$$

$T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 / \text{Cl})$  – титр розчину натрій тіосульфату за хлором;

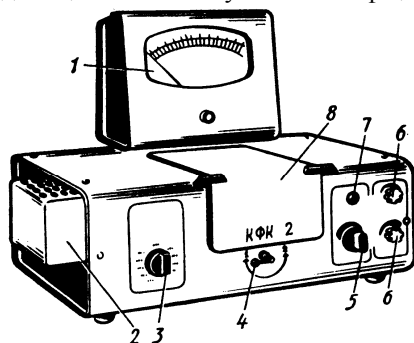
$V$  – об'єм розчину натрій тіосульфату, що витрачений на титрування; 50 – коефіцієнт для перерахунку на 1 л води.

## 4. Фотометричні методи аналізу

### Теоретична частина

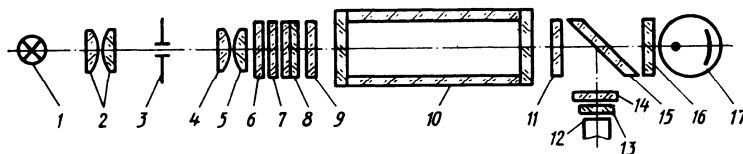
**Фотометрія** – метод аналізу, оснований на вимірюванні поглинання досліджуваним забарвленим розчином речовини світла не строго монохроматичного випромінювання. Прилади, що використовують-ся при цьому, називаються **фотоелектроколориметрами**.

Світло від лампи накаливання (1) (рис.48) направляється конденсатором (2) через фільтри, діафрагму, об'єktiv в кювету з розчином (10). Частина світла поглинулась, непоглинута частина спрямовується на фотоелемент, який перетворює світлову енергію в електричну. Електрична енергія реєструється мікроамперметром, що градуирований в одиницях оптичної густини і коефіцієнта світлопропускання.



**Рис. 47. Фотоколориметр КФК-2.**

1 – мікроамперметр; 2 – джерело світла; 3 – ручка переключення довжин хвиль; 4 – ручка зміни кювет; 5 – перемикач фотоприймачів 6 – 8 – перемикачі чутливості; 7 – вмикач; 8 – кюветна камера.



**Рис.48. Оптична схема фотоколориметра КФК-2:**

1 – лампа; 2 – конденсатор; 3 – діафрагма; 4,5 – об'єktiv; 6,7,8,14 – фільтри; 9,11 – захисне скло; 10 – кювета; 12 – фотодіод; 13,16 – матове скло; 15 – дільник світлового потоку; 17 – фотоелемент.

Залежність між концентрацією речовини (с) в забарвленому розчині і світлопоглинанням його описується **законом Бугера–Ламберта–Бера**:

### Лабораторний практикум

$$I = I_0 \cdot 10^{-\epsilon \cdot \ell \cdot c}$$

де:  $I$  – інтенсивність потоку світла, що пройшов через розчин;

$I_0$  – інтенсивність потоку світла, що падає на розчин;

$\epsilon$  – коефіцієнт світлопоглинання;

$\ell$  – товщина шару забарвленого розчину.

Після логарифмування одержимо:

$$\lg \frac{I_0}{I} = \epsilon \cdot \ell \cdot c \qquad \lg \frac{I_0}{I} = D$$

$D$  – оптична густина розчину.

При порівнюванні досліджуваного розчину  $D_x = \epsilon \cdot \ell \cdot c_x$  і розчину відомої концентрації  $D = \epsilon \cdot \ell \cdot c$  одержимо:

$$c_x = \frac{D_x \cdot c}{D}$$

Порядок визначення концентрації речовини в розчині з використанням фотоелектроколориметра такий:

– включаємо колориметр в електромережу для прогрівання (при відкритому кюветному відділенні за 15 хв. до початку);

– вибираємо світлофільтр (призначений для виділення зі складного світла певної вузької області). Для цього вимірюють оптичну густина забарвленого розчину з використанням всіх світлофільтрів. Вибираємо такий, для якого оптична густина максимальна. Орієнтовно вибирають світлофільтр за схемою:

**Залежність вибору світлофільтра від забарвлення розчину.**

Таблиця №50

<b>Забарвлення розчину</b>	<b>Світлофільтр</b>
синє	жовто-зелений
зелене	пурпуровий
червоне	синьо-зелений
жовте	синій
оранжеве	зелено-синій;

– вибираємо кювету. Для цього забарвлений розчин заливаємо в кювету і вимірюємо оптичну густина. Якщо для розчину середньої концентрації оптична густина складатиме 0,3 – 0,5, то цю кювету можна використовувати. Якщо густина в межах 0,9 – 1,5, то беруть кювету меншого розміру; при густині 0,05 – 0,2 використовують кювету більшого розміру;

– будемо калібрувальний графік. Готуємо серію (8 – 10) розчинів

## Лабораторний практикум

з відомою концентрацією речовини, використовуючи стандартний розчин відомої концентрації. До кожного розчину доливаємо хімічний реактив і проводимо реакцію, в результаті якої одержуємо забарвлений розчин. Заміряємо оптичний ряд показників: оптична густина – вміст речовини в розчині. Будуємо графік;

– заміряємо оптичну густина досліджуваного розчину. Для цього досліджуваний розчин піддають такій дії, як і одну із серій стандартного розчину при побудові калібрувального графіка. Використовуючи цю ж кювету, заміряємо оптичну густина даного розчину. По калібрувальному графіку визначаємо вміст речовини в розчині;

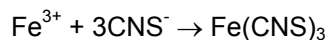
– робимо обчислення. Виходячи з об'єму розчину речовини чи вихідної маси сполуки і вмісту речовини, знайденої за графіком, обчислюємо вміст речовини в досліджуваному розчині чи сполуці.

Фотоелектроколориметричний аналіз широко використовується в екологічних дослідженнях, контролі технологічних процесів очищення продуктів виробництва від шкідливих речовин.

### **4.1. Експериментальні дослідження**

#### **4.1.1. Визначення вмісту Феруму(III) в розчині**

Метод оснований на утворенні криваво-червоного розчину ферум тіоціанату:



**Обладнання та реактиви:** фотоелектроколориметр, мірні колби на 100 мл, 20% розчин калій тіоціанату, стандартний розчин солі Ферум (III) – 0,01 мг/мл  $\text{Fe}^{3+}$ : наважку залізоамонійних галунів  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  0,8640 г розчинить в мірній колбі на 1000 мл у воді, підкислений 25 мл концентрованої нітратної кислоти, і доливайте водою до мітки. Перед побудовою калібрувального графіка 10 мл даного розчину розведіть в мірній колбі до 100 мл одержаний розчин вміщує 0,01 мг  $\text{Fe}^{3+}$  в 1 мл.

#### **Побудова калібрувального графіка**

У 8 мірних колб на 100 мл помістіть 5, 10, 15, 20, 25, 30, 35, 40 мл стандартного розчину, додайте по 5 мл 20% розчину калій тіоціанату і доведіть до мітки дистильованою водою. Перемішайте розчини і заміряйте оптичну густина на фотоелектроколориметрі, використовуючи синій світлофільтр і кювету з робочою довжиною 10 мм. За даними вимірювань побудуйте калібрувальний графік. В ролі порівняльного розчину використовуйте воду.

---

### Хід визначення вмісту Ферум (III) в досліджуваному розчині

Досліджуваний розчин помістіть в мірну колбу на 100 мл, додайте 5 мл 20% розчину калій тіоціанату і доведіть дистильованою водою до мітки. Перемішайте розчин, налейте його в кювету довжиною 10 мм і виміряйте оптичну густину. За калібрувальним графіком знайдіть вміст Феруму в розчині.

#### Обчислення

$$m(\text{Fe}^{3+}) = (m / V) \cdot 1000,$$

де:  $m$  – маса Ферум ( $\text{Fe}^{3+}$ ) в мг, знайдена за графіком;  $V$  – об'єм розчину, взятого для дослідження в мл; 1000 – перерахунок мл в л.

### 4.1.2. Визначення вмісту Купруму в розчині

Метод ґрунтується на утворенні йоном  $\text{Cu}^{2+}$  з амоній гідроксидом комплексу  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , що має інтенсивно синє забарвлення.

**Обладнання та реактиви:** фотоелектроколориметр, мірні колби на 1000, 50 мл, розчин купрум сульфату: 3,927 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  перенесіть в мірну колбу на 1000 мл, розчиніть в дистильованій воді, долийте 5 мл концентрованої сульфатної кислоти і доведіть до мітки водою ( $c(\text{Cu}^{2+}) = 1 \text{ мг/мл}$ ); концентрована сульфатна кислота, амоній гідроксид.

#### Побудова калібрувального графіка

У шість мірних колб на 50 мл відміряйте піпеткою відповідно 25, 20, 15, 10, 5 і 3 мл розчину купрум сульфату. У кожен з колб додайте по 10 мл амоній гідроксиду і доведіть до мітки дистильованою водою. Оптичну густину заміряйте на фотоелектроколориметрі при червоному світлофільтрі в кюветі з робочою довжиною 1 см. За результатами виміру побудуйте графік залежності оптичної густини розчину від вмісту Купруму в розчині.

#### Визначення вмісту Купруму в досліджуваному розчині

У мірну колбу на 50 мл налейте 10 мл досліджуваного розчину, додайте 1 краплю концентрованої сульфатної кислоти, нейтралізуйте амоній гідроксидом до появи мутності. Додайте ще 10 мл амоній гідроксиду і доведіть до мітки водою. Заміряйте оптичну густину розчину в кюветі на 1 см при червоному світлофільтрі. Використовуючи калібрувальний графік, визначте масу Купруму в розчині. Вміст Купруму в розчині визначте за формулою:

$$c = \frac{m \cdot 10 \cdot 1000}{50} \text{ мг/л, де}$$



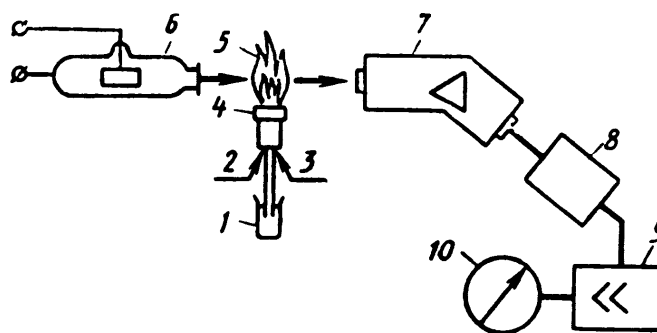
$m$  – маса Купруму, знайдена за графіком;  
50 – об'єм розчину в колбі;  
10 – об'єм розчину, взятий для аналізу;  
1000 – перерахунок результатів на 1 л досліджуваного розчину.

## 5. Атомно - абсорбційний метод

### Теоретична частина

**Атомно-абсорбційний метод** – оснований на поглинанні випромінювання від стандартного джерела світла атомами певного елемента досліджуваного розчину, який вводять в полум'я у вигляді аерозолю.

Досліджуваний розчин 1 (рис.49) під впливом розрідження поступає в змішуючу камеру пальника 4, де змішується з повітрям. Гаряча суміш поступає в газовий пальник 5 і згоряє. Рідина випаровується, а речовина, що була в розчині, збуджується і дисоціює на атоми чи іони. При проходженні монохроматичного світла від його джерела через полум'я пальника відбувається послаблення інтенсивності його окремих спектральних ліній в результаті їх абсорбції атомами. Далі пучок світла попадає в монохроматор 7, де проходить його розклад і виділення оптично активних ліній, які попадають на фотоелемент 8, підсилювач 9 і реєструються міліамперметром 10.



**Рис.49. Принципіальна оптична схема атомно-абсорбційного спектрофотометра.**

1 – досліджуваний розчин; 2 – подача газу; 3 – подача повітря; 4 – розпиловач;

– полум'я; 6 – трубка з порожнистим катодом; 7 – монохроматор; 8 – фотоелемент; 9 – підсилювач; 10 – регулюючий прилад.

## 5.1. Експериментальні дослідження

### Визначення важких металів у ґрунтових витяжках (Сн; Zn; Со; Сd; Рb)

**Обладнання та реактиви:** терези, ротатор, атомно-абсорбційний спектрофотометр, мірні колби, піпетки, фільтри, 1М  $\text{HNO}_3$ , 1М  $\text{HCl}$ , цинк, купрум (II), кобальт, кадмій нітрати 1000 мг/дм<sup>3</sup>, плумбум (II) хлорид 1000 мг/дм<sup>3</sup>. (Ці розчини готують розчиненням відповідних металів в одномолярних розчинах кислот).

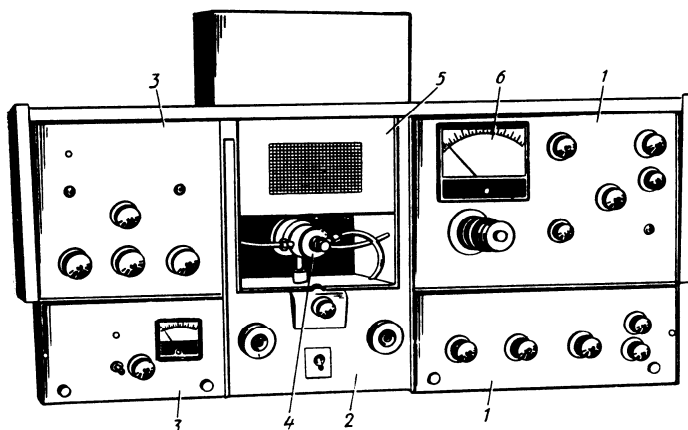


Рис. 50. Атомно-абсорбційний спектрофотометр “Сатурн”.

1 – спектральний блок; 2 – блок підготовки газу; 3 – стабілізатор; 4 – розпилувач; 5 – камера згоряння; 6 – міліамперметр.

### Приготування стандартних розчинів порівняння

З розчинів концентрацією 1000 мг/дм<sup>3</sup> приготуйте розчини концентрацією 100 мг/дм<sup>3</sup> методом розбавлення.

У п'ять мірних колб місткістю 100 см<sup>3</sup> піпеткою відберіть відповідно 0,2; 0,5; 1,0; 2,0; 5,0 см<sup>3</sup> розчинів нітратів або хлоридів металів, які будете аналізувати і долийте дистильованої води до мітки. Отримаєте

## Лабораторний практикум

серію стандартних розчинів концентрацією відповідно 0,2; 0,5; 1,0; 2,0; 5,0 мг/дм<sup>3</sup>.

### Хід аналізу

Пробу ґрунту масою 5 г зважте з точністю 0,1 г і помістіть в конічну колбу ємністю 200 – 250 мл. До проби долийте 50мл 1М HNO<sub>3</sub> при аналізі на Cu, Zn; Co; Cd; або 1М HCl при аналізі на Pb.

Збовтайте суспензію на ротаторі протягом години, або після трихвилинного стряхування, настоюйте протягом доби.

Витяжку фільтруйте через сухий складений фільтр з білою стрічкою, попередньо промитий 1М HNO<sub>3</sub>. Фільтрат аналізуйте на атомно – абсорбційному спектрофотометрі в полум'ї ацетилен – повітря, згідно паспорта приладу.

Аналогічні вимірювання проведіть і з розчином порівняння.

У залежності від типу приладу і його настройки результат отримаєте або як оптичну густину, або як концентрацію компонента в пробі. Якщо результатом вимірювання є оптична густина, то концентрацію компонента знаходьте за калібрувальним графіком, який будуйте аналогічно методиці фотоколориметричного аналізу.

### Обчислення

Розрахунок проведіть за формулою:  $c = 50 \cdot m/m_n$  мг/г;

де  $m$  – концентрація компонента за показаннями приладу або за калібрувальним графіком залежно від калібрування приладу;

$m_n$  – маса наважки ґрунту.

## 6. Хроматографічний аналіз

### Теоретична частина

Даний метод оснований на тому, що навіть близькі по складу речовини по-різному поглинаються сорбентами. Тому при фільтруванні досліджуваного розчину через колонку, наповнену сорбентом, проходить вибіркова адсорбція: сильно сорбовні компоненти поглинаються в верхній частині колонки, а ті компоненти, що слабо поглинаються, проходять далі. Якщо компоненти суміші забарвлені, то отримана **хроматограма** дозволяє зробити висновок про склад розчину. Якщо речовини безбарвні, їх забарвлюють спеціальними реактивами. На сьогодні цей метод широко використовується і має багато спрямувань. Тому хроматографічні методи класифікують за: агрегатним станом

---

## Лабораторний практикум

досліджуваної системи, хімізмом процесу розділення, формою проведення хроматографічного процесу.

За агрегатним станом системи виділяють газову, рідинну та газорідинну хроматографію. За механізмом процесу розділення виділяють хроматографію адсорбційну, йоннообмінну, осадочну, розподільну, окисно-відновну, адсорбційно-комплексуювальну.

За технікою виконання хроматографія поділяють на: колоночну, капілярну, тонкошарову, мембранну, на папері.

### 6.1. Хроматографія на папері

Краплю водного розчину, що підлягає дослідженню, нанесіть піпеткою на смужку очищеного фільтрувального паперу на відстані 1 – 2 см від краю смужки. Підвішайте папір в скляну камеру з розчинником. Кінець смужки занурте в розчинник (рис.51).

Розчинник поглинається папером і переміщується вгору. Одночасно в цьому ж напрямі рухаються компоненти досліджуваної речовини, але з різною швидкістю. Далше папір висушіть і оприскуйте реактивами, щоб отримати забарвлені сполуки. В результаті отримуєте хроматограму (рис.52).

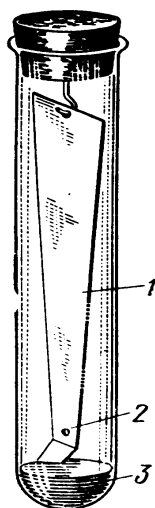


Рис.51. Хроматографія на папері.

- 1 – смужка фільтрувального паперу;
- 2 – крапля досліджуваної речовини;
- 3 – розчинник.

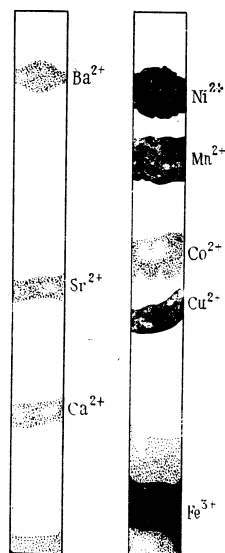


Рис.52. Хроматограми на папері.

Лабораторний практикум

За характером хроматограми зробіть висновок про склад речовини, порівнюючи її з еталонами.



## 6.2. Експериментальні дослідження

### 6.2.1. Розділення йонів Феруму і Купруму за допомогою паперової хроматографії

**Обладнання та реактиви:** ексикатор, кристалізатор, тиглі, фільтри, скляний пульверизатор, хлориди феруму і купруму, етанол, хлоридна кислота, калій гексаціаноферат (II).

#### Хід роботи

Візьміть смужку фільтрувального паперу “синя стрічка” довжиною 40 мм і шириною 4 мм. На кінці фільтра нанесіть мікропіпеткою 0,05 мл розчину солей Феруму і Купруму. Розчин з піпетки не виливайте на фільтр, а поступово випускайте для кращого поглинання. Утворену пляму обережно обведіть олівцем. Дайте фільтру висохнути. В ексикатор помістіть тигель з 10 мл суміші 90% етанолу і 10% 5M HCl. Занурте в розчинник папір тією частиною де є досліджувані солі. Другий кінець закріпіть на кристалізаторі. Закрийте ексикатор. Через 4 години достаньте фільтр, відмітьте олівцем контури розчинника і дайте йому випаруватися.

Збризкайте фільтр 10% розчином калій гексаціаноферату (II) зі скляного пульверизатора. В результаті на хроматограмі появляються синя зона солі Феруму і коричнева – солі Купруму. Порівняйте зони виділених комплексних солей. Зробіть висновок про швидкість сорбції солей, можливість використання методу для розділення компонентів і кількісного аналізу. Напишіть рівняння реакцій, що відбулися.

### §76. Контрольні питання

1. Перерахуйте методи титриметричного аналізу. Що таке точка еквівалентності, як її визначають? Що таке титр розчину? Яка маса  $\text{HNO}_3$ , що міститься в 500 мл розчину, титр якого рівний  $0,0063 \text{ г/см}^3$ ?
2. Що таке стандартні та стандартизовані розчини? Які вимоги до вихідних стандартних речовин для визначення молярної концентрації еквівалента розчинів? Який об'єм 0,1500 н. розчину NaOH піде на титрування:
  - а) 21,00мл 0,1133н розчину HCl;
  - б) 21,00мл розчину HCl з титром 0,0003810?
3. Що лежить в основі методів редоксиметрії? Як класифікуються ці методи? Які робочі розчини застосовуються в титруванні методом

## Лабораторний практикум

- перманганометрії і іодометрії? Наважку  $\text{KMnO}_4$  в 1,8750 г розчинити і довести об'єм розчину водою до 0,5 л. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента для реакції: а) в кислому середовищі; б) в лужному середовищі.
4. Які індикатори застосовуються при визначеннях методом нейтралізації? Що таке область переходу індикатора? Який колір має метилоранж при  $\text{pH} < 3,1$ ; при  $\text{pH} > 4,4$ ?
  5. Комплексометричне титрування. Хелатометрія, суть, застосування, індикатори. Визначення загальної твердості води. Чому дорівнює твердість води, якщо на титрування 50 мл її пішло 15 мл 0,02 н трилону Б?
  6. Фізико-хімічні методи аналізу. Загальна характеристика, значення, переваги. Фотометрія. Визначення  $\text{Cu}^{2+}$  та  $\text{Fe}^{3+}$  в розчинах їх солей за допомогою фотоелектричного колориметра.
  7. Хроматографічний метод аналізу. Суть. Основні методи хроматографічного аналізу, їх класифікація. Застосування.
  8. Емісійний полум'яно-фотометричний аналіз. Суть методу, області застосування. Застосування емісійного полум'яно-фотометричного аналізу для визначення Калію в розчинах.
  9. Де застосовуються кількісні та якісні аналізи в екологічних дослідженнях?

### **§77. Індивідуальні завдання для самостійної роботи**

#### **Варіант 1**

1. Суть та задачі кількісного аналізу.
2. Індикатори, визначення, властивості, функції в титриметричному аналізі.
3. Який об'єм 0,15 н розчину  $\text{NaOH}$  піде на титрування 21 мл 0,1133 н розчину  $\text{HCl}$ ?
4. Встановіть молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , отриманого розчиненням 2,75 г даної речовини в 250 мл води.
5. Обчисліть масу  $\text{HNO}_3$ , що міститься в 500 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0063 г/мл.

#### **Варіант 2**

1. Принцип титриметричного аналізу та його прикладне використання.
-

### Лабораторний практикум

2. Механізм зміни забарвлення індикаторів у залежності від рН середовища.
3. Який об'єм 0,12 н розчину КОН піде на титрування 21 мл 0,1 н розчину HCl?
4. Встановіть молярну концентрацію еквіваленту розчину NaOH, отриманого розчиненням 1,870 г даної речовини у 250 мл води.
5. Обчисліть масу  $\text{CuSO}_4$ , що міститься в 320 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0072 г/мл.

### **Варіант 3**

1. Розчини, що використовуються в титриметричному аналізі:  
а) стандартні; б) стандартизовані; в) робочі.
2. Приведіть методику обчислення концентрації стандартизованих розчинів.
3. Який об'єм 0,13 н розчину NaOH піде на титрування 22 мл 0,11 н розчину HCl?
4. Встановіть титр та молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , отриманого розчиненням 0,5312 г даної речовини у 100 мл води.
5. Обчисліть масу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , що міститься в 300 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0077 г/мл.

### **Варіант 4**

1. Хімічний еквівалент - визначення та одиниці вимірювання.
2. Сутність методу окисно-відновного титрування на прикладі перманганометрії.
3. Який об'єм 0,17 н розчину NaOH піде на титрування 20,5 мл 0,16 н розчину HCl?
4. Встановіть титр та молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{CaSO}_4$ , отриманого розчиненням 0,673 г даної речовини у 100 мл води.
5. Обчисліть масу  $\text{FeSO}_4$ , що міститься в 470 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0052 г/мл.

### **Варіант 5**

1. Визначення процесу титрування.
2. Сутність фотоколориметричного методу.
3. Який об'єм 0,17 н розчину NaOH піде на титрування 18,7 мл 0,09 н розчину HCl?
4. Встановіть титр та молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{FeCl}_3$ .



### Лабораторний практикум

отриманого розчиненням 1,75 г даної речовини у 100 мл води.

5. Обчисліть масу  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , що міститься в 370 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0082 г/мл.

#### **Варіант 6**

1. Використання індикаторів у кількісному аналізі.
2. Як визначити кінцевий момент титрування?
3. Який об'єм 0,1 н розчину  $\text{KMnO}_4$  піде на титрування 18,3 мл 0,07 н розчину  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ?
4. Встановіть титр та молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{NaOH}$ , отриманого розчиненням 0,920 г даної речовини у 25 мл води.
5. Обчисліть масу  $\text{AgNO}_3$ , що міститься в 325 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0075 г/мл.

#### **Варіант 7**

1. Еквівалентна маса речовини, визначення та одиниці вимірювання.
2. Сутність методу нейтралізації.
3. Встановіть молярну концентрацію еквіваленту розчину оксалатної кислоти  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  отриманого розчиненням 1,7334 г даної речовини в 250 г розчинника .
4. Встановіть титр 0.084 н розчину  $\text{CuSO}_4$ .
5. Обчисліть масу  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , що міститься в 530 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0048 г/мл.

#### **Варіант 8**

1. Закон Бугера -Ламберта - Бера, математичний вираз.
2. Точка еквівалентності, визначення, характеристика, візуальні ознаки.
3. Встановіть титр 0.326 н розчину  $\text{FeCl}_3$ .
4. Встановіть молярну концентрацію розчину  $\text{NaOH}$ , отриманого розчиненням 1,8700 г даної речовини у 250 мл води.
5. Обчисліть масу  $\text{HNO}_3$ , що міститься в 500 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0063 г/мл.

#### **Варіант 9**

1. Порядок визначення концентрації речовини в розчині з використанням фотоелектроколориметра.
  2. Буферні розчини у титриметрії, визначення та функції.
  3. Встановіть титр 0.23 н розчину  $\text{NaOH}$ .
  4. Встановіть молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,
-

### Лабораторний практикум

отриманого розчиненням 1,740 г даної речовини у 200 мл води.

5. Обчисліть масу  $\text{CuCl}_2$ , що міститься в 320 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0072 г/мл.

#### **Варіант 10**

1. Побудова калібрувального графіка у фотометрії.
2. Який хімічний закон лежить в основі титриметричного методу аналізу?
3. Встановіть титр 0,174 н розчинув  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .
4. Встановіть молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{CuSO}_4$ , отриманого розчиненням 1,07 г даної речовини у 230 мл води.
5. Обчисліть масу  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , що міститься в 300 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0077 г/мл.

#### **Варіант 11**

1. Закон еквівалентів, визначення та практичне значення.
2. Практичне використання фотоелектроколориметричного аналізу.
3. Встановіть титр 0,04 н розчину  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .
4. Встановіть молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{FeCl}_3$ , отриманого розчиненням 1,12 г даної речовини у 225 мл води.
5. Обчисліть масу  $\text{FeSO}_4$ , що міститься в 470 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0052 г/мл.

#### **Варіант 12**

1. На чому оснований титриметричний аналіз?
2. Вибір світлофільтра та кювети в фотоколориметричному аналізі.
3. Встановіть молярну концентрацію еквіваленту розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , отриманого розчиненням 1,20 г даної речовини у 250 мл води.
4. Встановіть титр 0,113 н розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
5. Обчисліть масу  $\text{NaOH}$ , що міститься в 370 мл розчину, якщо титр його дорівнює 0,0082 г/мл.

#### **Варіант 13**

1. Який реактив називають титрантом?
2. Перерахуйте основні методи титриметричного аналізу.
3. Розрахуйте вміст Купруму в 1 літрі досліджуваного розчину, якщо об'єм розчину у мірній колбі становить 50 мл, для аналізу брали 10 мл розчину, а маса Купруму, що знайдена за калібрувальним графіком становить 0,12 г.
4. Який об'єм 0,15 н розчину  $\text{NaOH}$  піде на титрування 21 мл 0,1133 н

### Лабораторний практикум

розчину HCl?

5. Обчисліть титр 0,113 н розчину Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

#### **Варіант 14**

1. На якому явищі оснований фотокolorиметричний метод аналізу?
2. Вимоги до хімічних реакцій у титриметричному аналізі.
3. Встановіть молярну концентрацію еквіваленту розчину KOH, отриманого розчиненням 1,25 г даної речовини у 200 мл води.
4. Який об'єм 0,17 н розчину KOH піде на титрування 20 мл 0,15 н розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?
5. Обчисліть титр 0,04 н розчину NaOH.

#### **Варіант 15**

1. Який параметр вимірюють у процесі фотокolorиметричного аналізу за допомогою фотоелектрокolorиметра?
2. Вимоги до вихідних речовин у титриметричному аналізі.
3. Встановіть титр та молярну концентрацію розчину Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, отриманого розчиненням 0,808 г даної речовини у 125 мл води.
4. Який об'єм 0,17 н розчину NaOH піде на титрування 18,7 мл 0,09 н розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?
5. Обчисліть масу HNO<sub>3</sub> в 120 мл 0,09 н розчину.

---

---

---

---

---



## §78. Підсумкові задачі для самостійної роботи

1. Запропонуйте метод нейтралізації розлитого розчину сульфатної кислоти об'ємом 5 л масовою часткою кислоти 20%. Розрахуйте масу речовини, взятої вами в якості нейтралізатора.
2. Котельня спалює 10 т вугілля за добу. Вугілля вміщує 0,05 % мас. сірки. Розрахуйте вміст сульфур діоксиду у газових викидах, якщо їх об'єм складає  $100\,000\text{ м}^3$  в рік.
3. Стічні води виробництва об'ємом  $10\text{ м}^3$  за годину мають  $\text{pH}=3$ . Яка маса соди необхідна для нейтралізації стоку, щоб попередити забруднення каналізаційної системи?
4. У газових викидах коксохімічного виробництва об'ємом  $50\,000\text{ м}^3$ /годину вміщується 0,5% об. аміаку. Для його вловлювання використовують розчин сульфатної кислоти. Яку масу продукту можна отримати, якщо ступінь вловлювання складає 95%?
5. Яка концентрація лугу у розчині, якщо на титрування 20 мл розчину витрачено 30 мл сульфатної кислоти молярною концентрацією еквівалента 0,5 моль/л?
6. Фізіологічний розчин – це 0,9% розчин натрій хлориду. Розрахуйте молярну концентрацію розчину, якщо його густина  $1\text{ г/см}^3$ .
7. Для заливання лужних акумуляторів використовують 30% розчин калій гідроксиду. Скільки гідроксиду потрібно для приготування 10 кг такого розчину?
8. У медичній практиці для промивання ран використовують 0,5% розчин калій перманганату. Яку масу перманганату і води необхідно для приготування 0,5 кг такого розчину.
9. Кристалічна речовина вміщує 2,9% Нітрогену, 11,2% Феруму, 13,28% Сульфуру, 5,81% Гідрогену і Оксиген. Визначте формулу цієї сполуки. Що спостерігається при її нагріванні і додаванні до її водного розчину натрій карбонату, натрій сульфіді, калій іодиду? Напишіть рівняння реакцій.
10. При нормальному годуванні кінг отримує 5 г фосфору на 100 кг живої ваги. Скільки треба добавляти до корму кісткового борошна, що містить 20%  $\text{P}_2\text{O}_5$ , якщо кінг вагою 600 кг дістає в раціоні тільки 10 г Фосфору?
11. Для аналізу вапняку на вміст кальцій карбонату було взято навязку 5 г. На розчинення карбонату, що міститься у цій пробі, витрачено 50 г 6,57% розчину хлоридної кислоти. Яка масова частка кальцій карбонату містилася у вапняку?

### Лабораторний практикум

12. Для миття лабораторного посуду використовують хромову суміш: 9,2 г калій дихромату розчиняють у 100 мл концентрованої сульфатної кислоти, густиною  $1,84 \text{ г/см}^3$ . Яка масова частка дихромату у розчині?

13. Скільки тон гашеного вапна можна одержати з 3,5 т вапняку при 80% виході?

14. Розрахуйте масу суперфосфату, яку можна одержати з однієї тонни фосфориту, в якому 85% кальцій фосфату?

15. Для підвищення родючості кислих ґрунтів їх вапнякують. Обчисліть, скільки вапняку, що містить 94% кальцій карбонату треба внести на 20 га, якщо усередньому на 1 га треба 3,5 т кальцій оксиду?

16. Для розчинення суміші металічного цинку і цинк оксиду загальною масою 8 г використали 70 г розчину хлоридної кислоти з вмістом кислоти 12%. Обчисліть масову частку цинку у вихідній суміші.

17. На титрування 100 мл розчину барій гідроксиду невідомої концентрації і густиною  $1,01 \text{ г/мл}$  використали  $9,27 \text{ мл}$   $0,103 \text{ M}$  розчину сульфатної кислоти. Визначіть молярну концентрацію барій гідроксиду і масу утвореного осаду. Запропонуйте хімічний метод визначення складу утвореного осаду.

18. Густина за воднем суміші водню і карбон діоксиду дорівнює 11,5. Визначіть об'ємні, масові і мольні частки кожного газу у суміші. Визначіть масу кальцій карбонату, який випадає в осад після пропускання  $22,4 \text{ л}$  цієї суміші через  $100 \text{ г}$  вапняної води з масовою часткою  $\text{Ca(OH)}_2$ , що дорівнює 0,74%.

19. У результаті аварії на хімічному підприємстві вибухнула ємкість і стався викид  $10\,000 \text{ м}^3$  рідкого аміаку (густина  $0,6814 \text{ г/см}^3$ ). Почалась пожежа на складі цеху нітроаміофоски, у якому було  $15000 \text{ т}$  добрив. У цей день температура повітря складала  $10^\circ\text{C}$ .

Визначіть гіпотетичний об'єм хмари аміаку. Який об'єм повітря був отруєний, якщо гранично допустима концентрація аміаку у повітрі  $20 \text{ мг/м}^3$ ? Які гази виділились при горінні складу нітроаміофоски? Запропонуйте метод гасіння пожежі виходячи з екологічної точки зору.

20. У склянках без етикеток знаходяться солі: натрій хлорид; натрій іодид; натрій сульфат. Вкажіть необхідні реактиви і запишіть рівняння реакцій визначення вмісту склянок.

21. Яке співвідношення у відсотках ізотопів  $^{35}\text{Cl}$  і  $^{37}\text{Cl}$  у звичайному хлорі з відносною атомною масою 35,457?

22. У склянку, що вміщує  $50 \text{ г}$  16%-го розчину купрум (II) сульфату, додали  $2 \text{ г}$  порошку магнію. Розрахуйте масову частку продукту реакції у розчині.

23. Для очищення металічної ртуті від домішок цинку, олова і сви-

---

### Лабораторний практикум

нцю її збовтують з насиченим розчином ртуті (I) нітрату  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ . Поясніть цей метод очищення. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

24. З метою захисту атмосфери від сульфур діоксиду у виробництві сульфатної кислоти використали сорбенти: активоване вугілля і отримали сульфатну кислоту з масовою часткою кислоти 25%. При цьому вміст  $\text{SO}_2$  у вихлопних газах склав 0,002% об. Яку масу кислоти отримали додатково, якщо об'єм газу складає  $120000 \text{ м}^3/\text{год}$ , а вміст  $\text{SO}_2$  до очищення складав 0,2% об?

25. При розчиненні у хлоридній кислоті 12,9 г сплаву міді і цинку виділилось 2,24 л водню. Визначіть масовий склад зразка сплаву.

26. Визначіть масу хрому, отриманого з 2 т хромистого залізняку, що вміщує 40%  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ , якщо вихід хрому складає 30% від теоретично можливого.

27. Негашене вапно отримують випалюванням вапняку. Яка маса вапняку, що вміщує 20% домішок, необхідна для отримання 20 т негашеного вапна.

28. При розкладі амоній дихромату утворюється хром (III) оксид, вода і виділяється азот. Визначіть масу дихромату для:

- отримання 1 л азоту за нормальних умов;
- заповнення азотом ємкості місткістю 2л під тиском  $2 \cdot 10^{13},25 \text{ Па}$  (2 атм).

29. Визначіть масу 10% розчину натрій гідроксиду, необхідного для нейтралізації 50 г 20% розчину сульфатної кислоти.

30. При виробництві фосфорних добрив з апатиту утворюється велика кількість твердих відходів—фосфогіпсу. Розрахуйте масу твердих відходів, що утворюються при переробці 100 т апатиту в подвійний суперфосфат. Запропонуйте метод переробки і використання фосфогіпсу.



## §79. Підсумкові тестові завдання

### Варіант 1

- Серед перерахованих хімічними процесами є:
    - Кипіння
    - Горіння
    - Кристалізація
    - Термічний розклад
    - Сполучення
    - Фільтрування
    - Сублімація
    - Полімеризація
  - З наведених елементів, основні оксиди утворюють:
    - S
    - P
    - N
    - Ba
    - Na
    - Cu
    - Cl
    - F
  - Принцип Паулі визначає:
    - Максимальну кількість протонів у ядрі атому.
    - Максимальну кількість нейтронів у ядрі атому.
    - Максимальну кількість електронів на енергетичних рівнях і підрівнях.
    - Кількість валентних електронів у атомі.
  - Збудженому атому Карбону відповідає електронна формула:
    - $1s^2 2s^2 2p^2$
    - $1s^2 2s^1 2p^3$
    - $1s^1 2s^1 2p^4$
    - $1s^1 2s^2 2p^3$
  - Масова частка розчиненої речовини у розчині це:
    - відношення маси розчину до маси розчиненої речовини
    - відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника
    - відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
    - відношення маси розчинника до маси розчину
  - Поділ електролітів на сильні і слабкі базується на:
    - середовищі, яке вони створюють
    - ступені електролітичної дисоціації
    - розчинності електролітів у воді
    - швидкості реакцій в яких вони беруть участь
-

## Лабораторний практикум

7. Гідролізу піддаються солі:

1. калій хлорид
2. натрій карбонат
3. кальцій нітрат
4. ферум сульфід
5. алюміній сульфат
6. амоній нітрат
7. кальцій сульфат
8. натрій сульфат

8. При підвищенні температури на  $20^{\circ}\text{C}$  і температурному коефіцієнту  $\gamma$  швидкість реакції за правилом Вант-Гоффа збільшиться в раз:

1. 3
2. 6
3. 9
4. 12
5. 15
6. 60

9. До окисно-відновних реакцій відносять:

1.  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
2.  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{NaOH}$
3.  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
4.  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
5.  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

10. Сполука натрій тетрагідроксоалюмінат (III) має формулу:

1.  $\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_4]$
2.  $\text{Na}[\text{Al(OH)}_4]$
3.  $\text{Na}[\text{Al(OH)}_4]_3$

11. Твердість води зумовлена наявністю у воді солей:

1. Натрію
2. Кальцію
3. Калію
4. Магнію
5. Феруму
6. Купрум

12. Титрування – це процес:

1. Приливання стандартного розчину речовини до досліджуваної проби
2. Визначення об'єму стандартного розчину, витраченого на титрування
3. Визначення моменту завершення реакції
4. Визначення концентрації стандартного розчину

13. З метою захисту металічних поверхонь від корозії можна використати:

1. Фарбування поверхні
2. Обробку поверхні дугами
3. Гальванічне покриття
4. Обробку електрострумом
5. Обробку абразивами



## Лабораторний практикум

6. Катодний захист

14. Спалювання 100 кг/ год палива з вмістом сульфуру 0,064% призводить до забруднення атмосфери сульфур діоксиду у кількості літрів на годину:

1. 12,2
2. 22,4
3. 44,8
4. 57,0
5. 89,6

15. Нейтралізувати промиту сульфатну кислоту масою 196 г можна використати соду масою:

1. 106 г
2. 212 г
3. 98 г
4. 2,12 кг

### Варіант 2

1. Серед наведених сполук простими речовинами є:

1.  $H_2O$ .
2.  $H_2$ .
3.  $Na_2O$ .
4.  $Na$ .
5.  $O_2$ .
6.  $NaCl$ .
7.  $Ca(OH)_2$ .
8.  $Co$ .
9.  $CO_2$ .
10.  $CO$ .

2. Моль речовини це:

1. Маса речовини об'ємом один літр.
2. Кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць, скільки їх міститься в 12 грамах атомів Карбону ізотопу  $^{12}C$ .
3. Кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць скільки їх міститься в 12 грамах Оксигену  $^{16}O$ .
4. Маса речовини об'ємом 11,2 літра.

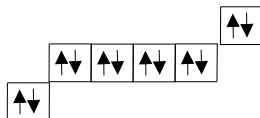
3. Періодичний закон Д.І. Менделєєва встановлює, що:

1. Хімічна реакція, це взаємодія одних речовин з утворенням інших.
  2. Властивості кристалів залежать від температури.
-

## Лабораторний практикум

3. Властивості хімічних елементів перебувають в періодичній залежності від величини заряду ядра.
4. Швидкість реакції - це зміна концентрації реагуючих речовин за одиницю часу.

4. Електронна графічна схема



відповідає хімічному елементу:

1. Оксигену .
  2. Сульфуру .
  3. Алюмінію .
  4. Магнію .
  5. Фосфору .
5. При перемішуванні 5 грамів калій хлориду і 95 грамів води утворюється розчин, масовою часткою в відсотках:
1. 4,5.
  2. 50.
  3. 0,5.
  4. 5.
  5. 5,5.
  6. 4,8.
6. Скорочене йонне рівняння виражає:
1. Взаємодію кислот з лугами.
  2. Розклад речовини на йони.
  3. Йони, що беруть участь в реакції.
  4. Зміну середовища розчину.
7. Гідролізу піддаються солі, утворені:
1. Сильною кислотою і сильною основою.
  2. Сильною кислотою і слабкою основою.
  3. Слабкою кислотою і сильною основою.
  4. Слабкою кислотою і слабкою основою.
8. Провести наближений розрахунок залежності швидкості реакції від температури можна за формулою:

$$1. V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$2. V = \frac{C_A^1 - C_A^2}{t_2 - t_1}$$

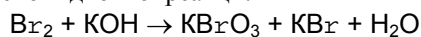
Лабораторний практикум

3.  $V = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$



### Лабораторний практикум

9. В рівнянні окисно-відновної реакції:



сума стехіометричних коефіцієнтів складає:

1. 8.
2. 10.
3. 15.
4. 14.
5. 18.
6. 20.

10. Комплексні сполуки це сполуки утворені зв'язком:

1. Гідрогенним(водневим).
2. Йонним.
3. Ковалентним.
4. Ковалентним донорно-акцепторним.
5. Металічним.

11. Хлорування води проводять з метою:

1. Очищення від змучених частинок.
2. Зменшення твердості.
3. Знезараження від бактерій.
4. Очищення від йонів важких металів.

12. Хроматографія оснований на:

1. Взаємодії досліджуваних компонентів.
2. Вибірковій сорбції окремих речовин адсорбентами.
3. Різній розчинності досліджуваних компонентів в певних розчинниках.
4. Різній теплопровідності окремих компонентів.

13. Нестачу Фосфору у раціоні тварин в кількості 3,1 кг на добу можна компенсувати кістковим борошном, в складі якого 20%  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Потреба в борошні складає в кг:

1. 155
2. 35,5
3. 775
4. 1255
5. 1550

14. Для осадження йонів  $\text{Fe}^{3+}$ ;  $\text{Cr}^{3+}$  можна використати:

1. Соду.
2. Натрій гідроксид.
3. Сульфатну кислоту.
4. Карбон діоксид.

15. Розділення йонів важких металів, що є в стічних водах можна здійснити:

1. Кип'ятінням.

## Лабораторний практикум

2. Хроматографією.
3. Охолодженням.
4. Електролізом.

### Варіант 3

1. До хімічних реакцій відносять:

1. Фільтрування
2. Взаємодія одних речовин з утворенням інших
3. Зварювання металів
4. Сплавлення металів
5. Сублімація

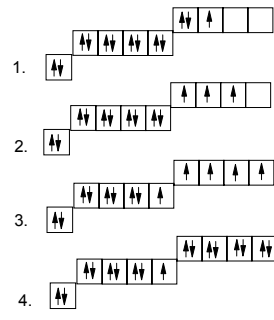
2. Серед наведених кислот до двоосновних відносять:

1. Хлоридну
2. Карбонатну
3. Нітратну
4. Сульфатну
5. Фосфатну
6. Сульфідну

3. Правило Хунда визначає:

1. Кількість електронних орбіталей у атомі
2. Кількість електронів у атомі
3. Кількість електронів на орбіталі
4. Порядок розміщення електронів на орбіталі

4. Електронно-графічна схема розміщення електронів в атомі Алюмінію має вигляд:



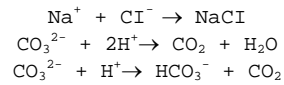
5. Молярна концентрація розчину це:

1. Маса розчиненої речовини в одному літрі розчину
  2. Об'єм розчиненої речовини в одному літрі
-

## Лабораторний практикум

- розчину
3. Кількість моль розчиненої речовини в 1 кг розчину
- розчину
4. Кількість моль розчиненої речовини в 1 літрі розчину

6. Реакція між натрій карбонатом і хлоридною кислотою описується йонним рівнянням:



7. При розчиненні у воді кисле середовище створюють:

1. Калій хлорид
2. Натрій карбонат
3. Кальцій нітрат
4. Ферум сульфід
5. Алюміній сульфат
6. Амоній нітрат
7. Кальцій сульфат
8. Натрій сульфат

8. Константа рівноваги хімічної реакції  $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$  виражається формулою:

1.  $K_p = C_A^a \cdot C_B^b$
2.  $K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$
3.  $K_p = \frac{[C]^c + [D]^d}{[A]^a + [B]^b}$
4.  $K_p = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}$

9. В рівнянні  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$  сума стехіометричних коефіцієнтів складає:

1. 4
2. 2
3. 6
4. 7
5. 5

10. Сполука  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$  має назву:

1. Калій диціаносрібла
2. Калій диціаноаргентат (I)
3. Калій аргентумціанат

11. Усунути твердість води можна використовуючи:

1. Натрій гідроксид
2. Натрій хлорид
3. Натрій карбонат
4. Натрій нітрат
5. Натрій фосфат
6. Кальцій гідроксид

Лабораторний практикум

7. Кальцій карбонат



## Лабораторний практикум

12. Гравіметричний метод аналізу оснований:

1. На виділенні з розчину досліджуваного у вигляді малорозчинної сполуки
2. На зміні середовища розчину
3. На вимірюванні об'єму газу, що виділяється
4. На утворенні забарвленого розчину

13. На основі витрати 112 грамів кальцій оксиду на реакцію з хлоридною кислотою можна розрахувати, що маса кислоти складає у грамах:

1. 36,5
2. 73,0
3. 109,5
4. 146,0

14. Для приготування дезинфікуючого розчину калій перманганату концентрацією 0,5%, масою 250 г необхідно солі і води :

1. 5 г солі і 245 г води
2. 1,25 г солі і 248,75 г води
3. 1,25 г солі і 250 г води
4. 2,5 г солі і 247,5 г води

15. З метою очищення вентиляційних викидів у атмосферу, які вміщують аміак можна використати реакції:

1.  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
2.  $\text{NH}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
3.  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
4.  $\text{NH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow$
5.  $\text{NH}_3 + \text{CO} \rightarrow$

### **Варіант 4**

1. Хімія вивчає:

1. Перехід речовини з одного агрегатного газу в інший
2. Склад, будову і властивості речовини і їх перетворення
3. Процеси формування кристалів в природних умовах
4. Фактори впливу на стан оточуючого середовища

2. З перерахованих сполук молекулярна маса  $M=98$  г/моль у:

1.  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$
2.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
3.  $\text{H}_2\text{SO}_4$
4.  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
5.  $\text{H}_3\text{PO}_4$
6.  $\text{CoCl}_2$

3. Атом це:

1. Найменша частина речовини, що має однаковий з нею склад і зберігає її властивості
2. Найменша хімічно неподільна частина речовини, що бере участь при взаємодії



## Лабораторний практикум

3. Найменша електронегативна частина речовини
4. Електронна формул хімічного елементу Алюмінію має таку форму:
1.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
  2.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
  3.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
  4.  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^2$
  5.  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^3 3p^2$
5. Вміст 58,5 г натрій хлориду у одному літрі розчину відповідає молярній концентрації розчину, моль/л:
1. 0,5
  2. 1,0
  3. 1,5
  4. 2
  5. 2,5
6. При складанні молекулярного рівняння,якому відповідає йонно-молекулярне рівняння  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$  можна використати йони:
1.  $\text{Na}^+, \text{Cl}^-$
  2.  $\text{K}^+, \text{SO}_4^{2-}$
  3.  $\text{Na}^+, \text{NO}_3^-$
  4.  $\text{Fe}^{3+}, \text{S}^{2-}$
  5.  $\text{Ca}^{2+}, \text{Cl}^-$
7. Середовище розчину при гідролізі солей визначається:
1. Катіоном
  2. Аніоном
  3. Йоном,що є представником сильної кислоти або сильної основи
  4. Йоном,що є представником сильної кислоти або слабкої основи
  5. Йоном,що є представником слабкої кислоти або сильної основи
8. Температурний коефіцієнт швидкості реакції виражає:
1. Зміну швидкості при зміні концентрації реагуючих речовин
  2. Зміну швидкості при зміні температури
  3. Зміну константи швидкості при зміні температури на  $10^\circ\text{C}$
  4. Зміну концентрації при зміні температури на  $10^\circ\text{C}$
9. Відновлення Хлору проходить у реакціях:
1.  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
  2.  $2\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{HCl}$
  3.  $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{KCl}$
10. Координаційне число у комплексних сполуках вказує на:
1. Заряд комплексоутворювача
  2. Заряд комплексного йону
  3. Кількість йонів зовнішньої сфери
  4. Кількість ліганд
-

## Лабораторний практикум

11. Серед названих сполук забруднювачами водоймищ є:
1. Пестициди
  2. Пісок
  3. Глина
  4. Мінеральні добрива
  5. Відходи тваринницьких ферм
  6. Стічні води побутових підприємств
  7. Дощові води
12. Індикатор в титриметрії використовується з метою:
1. Визначення об'єму компонентів
  2. Покращення контрастності
  3. Визначення точки еквівалентності
  4. Прискорення реакції
13. Вміст  $P_2O_5$  у подвійному суперфосфаті  $Ca(H_2PO_4)_2$  складає у %:
1. 32
  2. 45
  3. 54
  4. 78
  5. 60,6
14. При взаємодії 2 моль нітратної кислоти з міддю виділилось в літрах:
1. 22,4 л  $H_2$
  2. 22,4 л  $NO_2$
  3. 44,8 л  $N_2$
  4. 44,8 л  $H_2$
  5. 44,8 л  $N_2$
  6. 22,4 л  $N_2$
15. До біогенних мікроелементів відносять:
1. Нітроген
  2. Оксиген
  3. Сульфур
  4. Натрій
  5. Калій
  6. Кальцій
  7. Аурум
  8. Ферум
  9. Манган

### **Варіант 5**

1. Серед наведених, складними речовинами є:
1.  $H_2O$ .
  2.  $H_2$ .
  3.  $Na_2O$ .
  4.  $Na$ .
  5.  $O_2$ .
  6.  $NaCl$ .

## Лабораторний практикум

7.  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
8.  $\text{Co}$ .
9.  $\text{CO}_2$ .
10.  $\text{CO}$ .

2. Молярна маса дигідроген сульфід у г/моль, складає:

1. 44.
2. 34.
3. 18.
4. 440.
5. 340.

3. Властивості хімічних елементів визначаються:

1. Атомною масою.
2. Зарядом ядра атому.
3. Кількістю нейтронів.
4. Кількістю протонів і нейтронів.

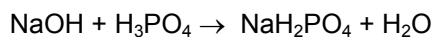
4. Електронна формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  відповідає хімічному елементу:

1. Оксигену.
2. Сульфурі.
3. Алюмінію.
4. Магнію.
5. Фосфору.

5. Для приготування 150 грамів 5% спиртового розчину йоду необхідно:

1. 100г спирту і 50г йоду.
2. 150г спирту і 5г йоду.
3. 145г спирту і 5г йоду.
4. 142,5г спирту і 7,5г йоду.
5. 50г спирту і 100г йоду.

6. Рівняння:



має скорочений йонний вигляд:

1.  $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ .
2.  $\text{OH}^- + 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$ .
3.  $\text{Na} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}^+$ .

7. Середовище розчинів таких солей лужне:

1.  $\text{CaCl}_2$ .
2.  $\text{FeSO}_4$ .
3.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
4.  $\text{K}_2\text{SO}_3$ .
5.  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .
6.  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

8. Принцип Ле Шательє формулюється:

1. Якщо на систему, що знаходиться в стані хімічної рівноваги подіяти зовні, то рівновага процесу зміститься в бік реакції, що послаблює цю дію.
  2. Речовини взаємодіють між собою пропорційно еквівалентам.
  3. При підвищенні температури, швидкість більшості реакцій зростає
-

## Лабораторний практикум

в 2 - 4 рази на кожні 10<sup>0</sup>С.

9. Сума стехіометричних коефіцієнтів рівна 12 у реакціях:

1.  $C + O_2 \rightarrow CO_2$ .
2.  $NH_3 + Br_2 \rightarrow N_2 + HBr$ .
3.  $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ .
4.  $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$ .

10. Заряд комплексоутворювача 2 в сполуках:

1.  $K_2[PtCl_6]$
2.  $K_4[Fe(CN)_6]$
3.  $Na_2[Zn(OH)_4]$
4.  $Na[Al(OH)_4]$
5.  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ .

11. "Озоновий шар" виконує роль:

1. Очищення повітря від карбон діоксиду.
2. Відтворення кисню у атмосфері.
3. Захисту земної поверхні від ультрафіолетового проміння.
4. Захисту земної поверхні від метеоритів

12. В залежності від типу реакцій, що використовуються для аналізу, методи титриметрії поділяються на:

1. З використанням реакцій обміну.
2. З використанням реакцій розкладу.
3. На основі окисно-відновних реакцій.
4. З використанням реакцій комплексоутворення.

13. З метою очищення газових відходів коксохімічного виробництва від аміаку можна використати сульфатну кислоту. При цьому, при очищенні 50000 м<sup>3</sup> за годину газу в якому 1% аміаку, при ступені очищення 90% можна отримати амоній сульфат в тонах за годину:

1. 450.
2. 132.
3. 2248,4.
4. 1320,6
5. 1325,9.

14. Для приготування 2 л розчину сульфатної кислоти концентрацією 2моль/л необхідно кислоти у грамах:

1. 50.
2. 98.
3. 392
4. 196.
5. 250.
6. 300.

15. Для підживлення рослин Нітрогеном можна використати:

1. KCN.
2. HNO<sub>3</sub>.

Лабораторний практикум

3.  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
4.  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .
5.  $\text{NH}_3$
6.  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ .



## §80. Контрольні завдання для студентів заочної форми навчання

Студенти заочної форми навчання виконують письмову контрольну роботу. Завдання на контрольну роботу студенти отримують у викладача під час першої сесії. Варіанти завдань вибираються з таблиці за останніми двома цифрами номера залікової книжки.

Наприклад, якщо номер залікової книжки 02251 то студент виконує завдання за шифром 51, а саме:

1. §12. Варіант 7
2. §18. Варіант 14
3. §25. Варіант 12
4. §35. Варіант 10
5. §43. Варіант 11
6. §49. Варіант 14
7. §54. Варіант 14
8. §60. Варіант 13
9. §64. Варіант 14
10. §68. Варіант 2
11. §78. Варіант 22

Перелік завдань даний в відповідному параграфі даного посібника. Робота виконується самостійно і здається на перевірку під час екзаменаційної сесії. Після перевірки проводиться співбесіда зі студентом. При позитивній оцінці співбесіди, здачі звітів з лабораторних робіт, студент допускається до іспиту. Іспит проводиться в письмовій формі.

### Варіанти контрольних завдань

Таблиця №51

Шифр	§12. Варіант	§18. Варіант	§25. Варіант	§35. Варіант	§43. Варіант	§49. Варіант	§54. Варіант	§60. Варіант	§64. Варіант	§68. Варіант	§78. Варіант
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>
00	1	3	5	7	9	11	13	15	2	4	1
01	2	4	6	8	10	12	14	14	12	10	2
02	3	5	7	9	11	13	15	3	5	7	3

Лабораторний практикум



Лабораторний практикум

*Продовження таблиці*

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>	<i>9</i>	<i>10</i>	<i>11</i>	<i>12</i>
03	4	6	8	10	12	14	2	4	6	8	4
04	5	7	9	11	13	2	3	5	7	9	5
05	6	8	10	12	14	3	5	7	9	11	6
06	7	9	11	13	5	3	1	8	11	13	7
07	9	11	13	15	3	1	10	9	8	7	8
08	10	12	14	6	4	2	1	10	12	14	9
09	11	13	15	7	6	5	4	11	13	15	10
10	12	14	8	1	2	3	5	4	7	6	11
11	13	15	11	10	11	12	13	14	15	10	12
12	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	13
13	15	14	13	12	11	10	9	8	7	6	14
14	1	2	3	4	5	6	7	1	2	3	15
15	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	16
16	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	17
17	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	18
18	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	19
19	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	20
20	7	8	9	10	11	12	13	14	15	1	21
21	8	9	10	11	12	13	14	15	1	2	22
22	9	10	11	12	13	14	15	14	13	12	23
23	10	11	12	13	14	15	14	13	12	11	24
24	11	12	13	14	15	14	13	12	11	10	25
25	12	13	14	15	14	13	12	11	10	9	26
26	13	14	15	14	13	12	11	10	9	8	27
27	14	15	14	13	12	11	10	9	8	7	28
28	15	14	13	12	11	10	9	8	7	6	29
29	6	8	10	12	14	2	3	4	5	5	30
30	7	9	9	9	6	6	7	7	6	15	1
31	14	13	12	11	10	9	8	15	14	13	2
32	6	7	8	9	10	11	12	13	15	14	3
33	5	6	7	8	9	10	11	12	13	11	4
34	4	5	6	7	8	9	10	11	12	12	5
35	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	6
36	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	7



Лабораторний практикум

37	15	13	11	9	7	5	3	1	1	3	8
----	----	----	----	---	---	---	---	---	---	---	---



Лабораторний практикум

*Продовження таблиці*

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>	<i>9</i>	<i>10</i>	<i>11</i>	<i>12</i>
38	14	12	10	8	6	4	2	13	11	8	9
39	2	3	4	5	5	7	8	9	10	11	10
40	3	4	5	6	7	8	9	10	11	2	11
41	10	13	9	4	15	14	13	13	12	9	12
42	11	12	13	14	12	11	12	14	15	14	13
43	12	13	14	15	1	2	3	4	5	6	14
44	13	14	15	1	2	3	4	5	6	7	15
45	14	15	1	2	3	4	5	6	7	8	16
46	15	1	2	3	4	5	6	7	8	9	17
47	1	5	10	15	10	15	15	10	10	14	18
48	5	1	4	9	13	14	10	6	2	1	19
49	3	6	9	12	15	12	9	7	4	2	20
50	2	4	7	11	14	11	7	4	1	5	21
51	7	14	12	10	11	14	14	13	14	2	22
52	9	9	7	7	5	4	14	9	9	10	23
53	12	1	15	2	13	3	15	7	3	9	24
54	8	9	10	12	14	14	12	15	13	11	25
55	2	3	5	8	11	11	14	2	5	10	26
56	4	8	11	13	12	10	11	14	15	14	27
57	9	4	8	11	13	12	10	11	14	15	28
58	10	9	4	8	11	13	12	10	11	14	29
59	11	10	9	4	8	11	13	12	10	11	30
60	12	11	10	9	4	8	11	13	12	10	1
61	13	12	11	10	9	4	8	11	13	12	2
62	14	13	12	11	10	9	4	8	11	13	3
63	15	14	13	12	11	10	9	4	8	11	4
64	1	15	14	13	12	11	10	9	4	8	5
65	2	1	15	14	13	12	11	10	9	4	6
66	6	8	4	9	10	11	12	13	14	15	7
67	4	2	6	8	4	9	10	11	12	13	8
68	5	4	2	6	8	4	9	10	11	12	9
69	3	1	5	4	2	6	8	4	9	10	10
70	1	3	3	1	5	4	2	6	8	4	11
71	2	1	4	3	1	5	4	2	6	8	12

### Лабораторний практикум

72	3	12	13	11	8	4	9	10	11	12	13
----	---	----	----	----	---	---	---	----	----	----	----

*Продовження таблиці*

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>	<i>9</i>	<i>10</i>	<i>11</i>	<i>12</i>
73	4	3	12	13	11	8	4	9	10	11	14
74	15	13	14	12	13	11	13	8	3	9	15
75	7	15	13	14	12	13	11	13	8	3	16
76	10	7	15	13	14	12	7	11	13	8	17
77	11	10	7	15	13	14	12	7	11	13	18
78	9	11	10	7	15	13	14	12	7	11	19
79	5	11	7	12	14	12	15	7	10	10	20
80	4	9	10	11	12	13	15	13	14	12	21
81	13	8	3	9	10	13	8	3	9	10	22
82	12	7	11	13	8	4	9	10	11	12	23
83	8	3	9	10	14	12	7	11	13	8	24
85	10	13	8	3	9	13	8	4	9	10	25
86	12	13	15	13	14	12	13	8	4	9	26
87	15	13	14	12	7	11	13	13	8	4	27
88	9	10	11	12	10	11	13	8	4	9	28
89	11	13	8	4	9	10	11	12	10	4	29
90	13	12	11	11	12	9	12	15	7	10	30
91	15	7	10	10	1	3	5	7	9	11	1
92	11	11	12	9	12	15	7	15	14	13	2
93	9	9	10	12	14	14	12	12	13	11	3
94	5	4	4	5	7	11	15	7	12	9	4
95	6	5	7	11	3	8	10	9	15	12	5
96	8	4	9	10	11	12	10	4	10	9	6
97	11	12	9	12	15	7	14	14	12	12	7
98	10	9	15	12	4	5	12	14	14	12	8
99	12	10	4	10	9	15	6	4	5	12	14

Контрольна робота виконується в окремому зошиті.

### **Оформлення титульної сторінки**

Контрольна робота з хімії  
студента заочної форми навчання  
першого курсу екологічного факультету, група І  
Василенка Петра Івановича  
Залікова книжка №02251

---

---

## Лабораторний практикум

Номера контрольних завдань: 7, 14, 12, 10, 11, 14, 14, 13, 14, 2, 22  
Роботу перевірів: відмітка про залік, підпис, дата Петренко А.П.

Оформлення повинно бути акуратним, чітким з необхідними поясненнями, рівняннями, схемами та малюнками.

### Наприклад:

### §12. Варіант 7

#### 1. Хімічні реакції та їх класифікація.

Відповідь:

Реакції поділяють за такими ознаками:

а) зміною числа вихідних і кінцевих продуктів

- ~ Сполучення  $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- ~ Розкладу  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
- ~ Заміщення  $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$
- ~ Обміну  $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

б) виділенням чи поглинанням тепла

- ~ Екзотермічні (виділяється тепло)  
 $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \quad \Delta H^0 = -393,3 \text{ кДж/моль}$
- ~ Ендотермічні (поглинається тепло)  
 $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 \quad \Delta H^0 = 90,4 \text{ кДж/моль}$

в) ознакою оборотності

- ~ Оборотні, що йдуть в обох напрямках  
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$
- ~ Необоротні (проходять до повного перетворення вихідних речовин)  
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

г) зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин

- ~ Окисно-відновні  
 $\overset{0}{\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_2}$
- ~ Без зміни ступеня окиснення  
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$

#### 2. Сформулюйте принцип Паулі.

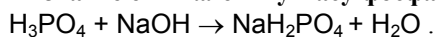
Відповідь: В атомі не може бути двох електронів, які мають однакові значення всіх чотирьох квантових чисел.

Даний принцип дозволяє визначити максимальну кількість елект-

### Лабораторний практикум

ронів на енергетичних рівнях і підрівнях.

#### 3. Визначте еквівалентну масу фосфатної кислоти у реакції:



Відповідь:

Еквівалентна маса кислоти вираховується як відношення молярної маси кислоти до кількості заміщених атомів Гідрогену.

У даній реакції тільки один атом Гідрогену в молекулі фосфатної кислоти заміщається на атом металу, тому:

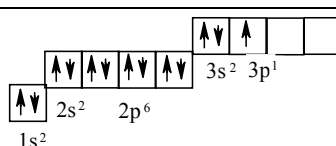
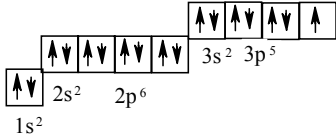
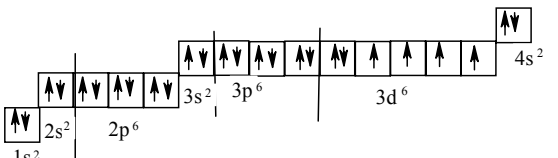
$$E_m = M/[\text{H}] = M/1 = M.$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль}$$

$$E_m = 98 \text{ г/моль}$$

#### 4. Напишіть електронні формули та електронно-структурні схеми Алюмінію, Хлору, Феруму.

Відповідь:

Елемент	Електронна формула	Електронно-структурна схема
${}_{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
${}_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
${}_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	

#### 5. Обчисліть масову частку Оксигену в оксидах: $\text{CrO}$ ; $\text{CrO}_3$ ; $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

Відповідь:

Масова частка елементу в молекулі – відношення добутку кількості атомів елементу на його атомну масу до молекулярної маси сполуки.

Молекулярні маси:

Лабораторний практикум

$$M_r(\text{CrO}) = 52 + 16 = 68 \text{ г/моль}$$

$$M_r(\text{CrO}_3) = 52 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ г/моль}$$

$$M_r(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 52 + 3 \cdot 16 = 152 \text{ г/моль}$$

Масова частка Оксигену:

$$\therefore \text{ в CrO} - \omega = [A_r(\text{O})/M_r(\text{CrO})] \cdot 100 = [16/68] \cdot 100 = 23,53 \%$$

$$\therefore \text{ в CrO}_3 - \omega = [3 \cdot A_r(\text{O})/M_r(\text{CrO}_3)] \cdot 100 = [3 \cdot 16/100] \cdot 100 = 48,00 \%$$

$$\therefore \text{ в Cr}_2\text{O}_3 - \omega = [3 \cdot A_r(\text{O})/M_r(\text{Cr}_2\text{O}_3)] \cdot 100 = [3 \cdot 16/152] \cdot 100 = 31,58 \%$$

**Аналогічно оформляються відповіді на наступні питання.**

---

---

---

---

---

---



## ДОДАТКИ

### Фізико – хімічні сталі

*Таблиця Д-1*

Назва	Значення	
Гравітаційна стала	$G = 6,6720 \cdot 10^{-11}$	Н· м/кг <sup>2</sup>
Швидкість поширення електромагнітних хвиль у вакуумі	$c = 2,99792458 \cdot 10^8$	м/с
Магнітна проникність вакууму,	$\mu_0 = 1,256637061 \cdot 10^{-6}$	Гн/м
Електрична проникливість вакууму	$\epsilon_0 = 8,85418782 \cdot 10^{-12}$	Ф/м
Стала Планка	$h = 6,626176 \cdot 10^{-34}$	Дж/Гц
Атомна одиниця маси	$a.o.m. = 1,6605655 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса електрона	$m_e = 9,109584 \cdot 10^{-31}$	кг
Маса протона	$m_p = 1,6726485 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса нейтрона	$m_n = 1,6749543 \cdot 10^{-27}$	кг
Елементарний електричний заряд	$e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$	Кл
Класичний радіус електрона	$r_e = 2,817938 \cdot 10^{-15}$	м
Стала Авогадро	$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$	моль <sup>-1</sup>
Стала Фарадея	$F = 9,648456 \cdot 10^4$	Кл/моль
Стала Лошмідта	$N_L = 2,686754 \cdot 10^{25}$	м <sup>-3</sup>
Універсальна газова стала	$R = 8,31441$	Дж/(К·моль)
Нормальні умови:		
–тиск,	$P = 1,01325 \cdot 10^5$	Па
–температура	$T = 273,15$	К
Молярний об'єм газу	$V_m = 2,241383 \cdot 10^{-2}$	м <sup>3</sup> /моль
Стала Больцмана	$k = 1,380662 \cdot 10^{-23}$	Дж/К
Магнітний момент електрона	$\mu_e = 9,284832 \cdot 10^{-24}$	А · м <sup>2</sup>

### Приставки для утворення кратних і ділених одиниць

*Таблиця Д-2*

Приставка	Множник	Приставка	Множник
Тера, Т	$10^{12}$	Деци, д	$10^{-1}$
Гіга, Г	$10^9$	Сантис, с	$10^{-2}$
Мега, М	$10^6$	Мілі, м	$10^{-3}$
Кіло, к	$10^3$	Мікро, мк	$10^{-6}$
Гекто, г	$10^2$	Нано, н	$10^{-9}$
Дека, да	$10^1$	Піко, п	$10^{-12}$

Лабораторний практикум

**Фізико–хімічні величини і одиниці Міжнародної системи (СІ)**

*Таблиця Д-3*

Величина	Одиниці СІ
Внутрішня енергія, $U$	джоуль, Дж
Час, $t$	секунда, с
Тиск, $P$	паскаль, Па
Дипольний момент, $\mu$	кулон · метр, Кл · м
Довжина, $l$	метр, м
Кількість речовини, $\nu$	моль, моль
Кількість тепла, $Q$	джоуль, Дж
Кількість електрики, $q$	кулон, Кл
Маса, $m$	кілограм, кг
Молярна маса, $M$	кілограм на моль, кг/моль
Молярний об'єм, $V_M$	куб.метр на моль, м <sup>3</sup> /моль
Молярна концентрація, $c_m$	моль на кілограм, моль/кг
Молярна концентрація, $c_M$	моль на куб. метр, моль/м <sup>3</sup>
Потужність, $P$	ват, Вт
Об'єм, $V$	кубічний метр, м <sup>3</sup>
Густина, $\rho$	кілограм на куб. метр, кг/м <sup>3</sup>
Площа, $S$	квадратний метр, м <sup>2</sup>
Поверхневий натяг, $\sigma$	джоуль на квадр. метр, Дж/м <sup>2</sup>
Робота, $W$	джоуль, Дж
Різниця потенціалів, $\Delta U$	вольт, В
Сила, $F$	ньютон, Н
Сила струму, $I$	ампер, А
Швидкість реакції, $\nu$	моль за секунду, моль/с
Температура термодинамічна, $T$	кельвін, К
Температура Цельсія, °С	градус Цельсія, °С
Теплоємність, $C$	джоуль на кельвін, Дж/К
Енергія, $E$	джоуль, Дж
Енергія Гіббса, $\Delta G$	джоуль на моль, Дж/моль
Ентальпія, $\Delta H$	джоуль на моль, Дж/моль
Ентропія, $S$	джоуль на кельвін · моль, Дж/(К · моль)



Лабораторний практикум

**Відносні атомні маси хімічних елементів**

*Таблиця Д-4*

Елемент	A <sub>r</sub>	Елемент	A <sub>r</sub>	Елемент	A <sub>r</sub>
<sup>89</sup> *Ac	227,0278	<sup>87</sup> *Fr	223,0197	<sup>8</sup> O	15,9994±3
<sup>47</sup> Ag	107,8682±3	<sup>31</sup> Ga	69,723±4	<sup>76</sup> Os	190,2±1
<sup>13</sup> Al	26,98154±1	<sup>64</sup> Gd	157,25±3	<sup>15</sup> P	30,97376±1
<sup>95</sup> *Am	243,0614	<sup>32</sup> Ge	72,59±3	<sup>91</sup> *Pa	231,0359
<sup>18</sup> Ar	39,948±1	<sup>1</sup> H	1,00794±7	<sup>82</sup> Pb	207,2±1
<sup>33</sup> As	74,9216±1	<sup>2</sup> He	4,002602±2	<sup>46</sup> Pd	106,42±1
<sup>85</sup> *At	209,9871	<sup>72</sup> Hf	178,49±3	<sup>61</sup> *Pm	144,9128
<sup>79</sup> Au	196,9665±1	<sup>80</sup> Hg	200,59±3	<sup>84</sup> *Po	208,9824
<sup>5</sup> B	10,811±5	<sup>67</sup> Ho	164,9304±1	<sup>59</sup> Pr	140,9077±1
<sup>56</sup> Ba	137,33±1	<sup>53</sup> I	126,9045±1	<sup>78</sup> Pt	195,08±3
<sup>4</sup> Be	9,01218±1	<sup>49</sup> In	114,82±1	<sup>94</sup> *Pu	244,0642
<sup>83</sup> Bi	208,9804±1	<sup>77</sup> Ir	192,22±3	<sup>88</sup> *Ra	226,0254
<sup>97</sup> *Bk	247,0703	<sup>19</sup> K	39,0983±1	<sup>37</sup> Rb	85,4678±3
<sup>35</sup> Br	79,904±1	<sup>36</sup> Kr	83,80±1	<sup>75</sup> Re	186,207±1
<sup>6</sup> C	12,011±1	<sup>104</sup> *Ku	[261]	<sup>45</sup> Rh	102,9055±1
<sup>20</sup> Ca	40,078±4	<sup>57</sup> La	138,9055±3	<sup>86</sup> *Rn	222,0176
<sup>48</sup> Cd	112,41±1	<sup>3</sup> Li	6,941±2	<sup>44</sup> Ru	101,07±2
<sup>58</sup> Ce	140,12±1	<sup>103</sup> *(Lr)	260,1054	<sup>16</sup> S	32,066±6
<sup>98</sup> *Cf	251,0796	<sup>71</sup> Lu	174,967±1	<sup>51</sup> Sb	121,75±3
<sup>17</sup> Cl	35,453±1	<sup>101</sup> *Md	258,0986	<sup>21</sup> Sc	44,95591±1
<sup>96</sup> *Cm	247,0703	<sup>12</sup> Mg	24,305±1	<sup>34</sup> Se	78,96±3
<sup>27</sup> Co	58,9332±1	<sup>25</sup> Mn	54,9380±1	<sup>14</sup> Si	28,0855±3
<sup>24</sup> Cr	51,9961±6	<sup>42</sup> Mo	95,94±1	<sup>62</sup> Sm	150,36±3
<sup>55</sup> Cs	132,9054±1	<sup>7</sup> N	14,0067±1	<sup>50</sup> Sn	118,710±7
<sup>29</sup> Cu	63,546±3	<sup>11</sup> Na	22,98977±1	<sup>38</sup> Sr	87,62±1
<sup>66</sup> Dy	162,50±3	<sup>41</sup> Nb	92,9064±1	<sup>73</sup> Ta	180,9479±1
<sup>68</sup> Er	167,26±3	<sup>60</sup> Nd	144,24±3	<sup>65</sup> Tb	158,9254±1
<sup>99</sup> *Es	252,0828	<sup>10</sup> Ne	20,179±1	<sup>43</sup> *Tc	97,9072
<sup>63</sup> Eu	151,96±1	<sup>28</sup> Ni	58,69±1	<sup>52</sup> Te	127,60±3
<sup>9</sup> F	18,998403±1	<sup>102</sup> *(No)	259,1009	<sup>90</sup> Th	232,0381
<sup>26</sup> Fe	55,847±3	<sup>93</sup> *Np	237,0482	<sup>22</sup> Ti	47,88±3
<sup>100</sup> *Fm	257,0951	<sup>105</sup> *Ns	[262]	<sup>81</sup> Tl	204,383±1
<sup>69</sup> Tm	168,9342±1	<sup>54</sup> Xe	131,29±3	<sup>40</sup> Zr	91,224±2
<sup>92</sup> U	238,0289	<sup>39</sup> Y	88,9059±1	* <sup>106</sup>	[263]
<sup>23</sup> V	50,9415±1	<sup>70</sup> Yb	173,04±3	* <sup>107</sup>	[262]
<sup>74</sup> W	183,85±3	<sup>30</sup> Zn	65,39±2		

**Властивості радіоактивних ізотопів**

*Таблиця Д-5*

Ізотоп	$A_r$ , а. о. м.	$T_{1/2}$	Ізотоп	$A_r$ , а. о. м.	$T_{1/2}$
<sup>227</sup> Ac	227,0278	21,773 роки	<sup>257</sup> Fm	257,0951	100,5 діб
<sup>228</sup> Ac	228,0310	6,13 г	<sup>223</sup> Fr	223,0197	22 хвилини
<sup>108</sup> Ag	107,9060	127 роки	<sup>67</sup> Ga	66,9282	78,26 г
<sup>110</sup> Ag	109,9061	250 діб	<sup>72</sup> Ga	71,9247	14,10 г
<sup>26</sup> Al	25,9869	$72 \cdot 10^5$ роки	<sup>150</sup> Gd	149,9187	$1,8 \cdot 10^6$ років
<sup>28</sup> Al	27,9819	2,24 хвилини	<sup>152</sup> Gd	151,9198	$1,1 \cdot 10^{14}$ років
<sup>243</sup> Am	243,0614	$7,37 \cdot 10^3$ роки	<sup>159</sup> Gd	158,9264	18,6 г
<sup>39</sup> Ar	38,9643	2,69 роки	<sup>68</sup> Ge	67,9281	288 діб
<sup>73</sup> As	72,9238	80,3 діб	<sup>3</sup> H	3,0160	12,34 роки
<sup>76</sup> As	75,9224	26,3 г	<sup>6</sup> He	6,0189	0,808 с
<sup>210</sup> At	209,9871	8,1 г	<sup>174</sup> Hf	173,9401	$2,0 \cdot 10^{15}$ років
<sup>195</sup> Au	194,9650	183 діб	<sup>181</sup> Hf	180,9491	42,4 діб
<sup>198</sup> Au	197,9682	2,696 діб	<sup>182</sup> Hf	181,9506	$9 \cdot 10^6$ років
<sup>8</sup> B	8,0246	0,769 с	<sup>194</sup> Hg	193,9654	260 років
<sup>133</sup> Ba	132,9060	10,73 роки	<sup>203</sup> Hg	202,9729	46,7 діб
<sup>140</sup> Ba	139,9088	12,79 діб	<sup>166</sup> Ho	165,9323	$1,2 \cdot 10^3$ років
<sup>7</sup> Be	7,0169	53,2 діб	<sup>166</sup> Ho	165,9323	26,8 років
<sup>10</sup> Be	10,0135	$1,6 \cdot 10^6$ роки	<sup>129</sup> I	128,9050	$1,6 \cdot 10^7$ років
<sup>210</sup> Bi	209,9841	5,01 діб	<sup>131</sup> I	130,9061	8,054 діб
<sup>247</sup> Bk	247,0703	$1,4 \cdot 10^3$ роки	<sup>114</sup> In	113,9049	49,51 діб
<sup>77</sup> Br	76,9214	57,0 г	<sup>115</sup> In	114,9039	$\sim 5 \cdot 10^{14}$ років
<sup>82</sup> Br	81,9168	35,34 г	<sup>192</sup> Ir	191,9626	74,08 діб
<sup>14</sup> C	14,0032	$5,71 \cdot 10^3$ роки	<sup>194</sup> Ir	193,9651	0,47 роки
<sup>41</sup> Ca	40,08	$1,03 \cdot 10^5$ роки	<sup>40</sup> K	39,9740	$1,28 \cdot 10^9$ років
<sup>45</sup> Ca	44,9560	162,6 діб	<sup>42</sup> K	41,9630	12,36 г
<sup>115</sup> Cd	114,9054	44,6 діб	<sup>43</sup> K	42,9607	22,3 г
<sup>144</sup> Ce	143,9137	284,4 діб	<sup>81</sup> Kr	80,9166	$2,1 \cdot 10^5$ років
<sup>251</sup> Cf	251,0796	$9,0 \cdot 10^2$ роки	<sup>85</sup> Kr	84,9125	10,73 роки
<sup>36</sup> Cl	35,9797	$3,07 \cdot 10^5$ роки	<sup>261</sup> Ku	–	65 с
<sup>247</sup> Cm	247,0703	$1,58 \cdot 10^7$ років	<sup>137</sup> La	136,9065	$6 \cdot 10^4$ років
<sup>60</sup> Co	59,9338	5,272 роки	<sup>138</sup> La	137,9071	$1,1 \cdot 10^{11}$ років
<sup>51</sup> Cr	50,9450	27,703 діб	<sup>140</sup> La	139,9095	40,24 г
<sup>135</sup> Cs	134,9059	$3 \cdot 10^6$ років	<sup>9</sup> Li	9,0268	0,178 с
<sup>137</sup> Cs	136,9071	30,17 роки	<sup>260</sup> (Lr)	260,1054	3 хвилини
<sup>64</sup> Cu	63,9298	12,70 г	<sup>174</sup> Lu	173,9404	3,3 рока
<sup>67</sup> Cu	66,9277	61,8 г	<sup>176</sup> Lu	175,9427	$3,8 \cdot 10^{10}$ років
<sup>154</sup> Dy	153,9244	$1 \cdot 10^7$ років	<sup>177</sup> Lu	176,9438	6,71 діб
<sup>169</sup> Er	168,9346	9,4 діб	<sup>28</sup> Mg	27,9839	21,0 г

**Лабораторний практикум**

*Продовження таблиці Д-5*

Ізотоп	$A_r$ , а. о. м.	$T_{1/2}$	Ізотоп	$A_r$ , а. о. м.	$T_{1/2}$
<sup>252</sup> Es	252,0828	472 діб	<sup>53</sup> Mn	52,9413	3,7·10 <sup>6</sup> років
<sup>150</sup> Eu	149,9197	36 років	<sup>54</sup> Mn	53,9402	312 діб
<sup>152</sup> Eu	151,9218	13,60 роки	<sup>93</sup> Mo	92,9068	3,5·10 <sup>3</sup> років
<sup>18</sup> F	18,0009	109,8 хвилин	<sup>95</sup> Mo	98,9077	66,02 г
<sup>59</sup> Fe	58,9350	44,6 діб	<sup>13</sup> N	13,0057	9,96 хвилин
<sup>60</sup> Fe	59,9340	3·10 <sup>5</sup> років	<sup>22</sup> Na	21,9944	2,603 роки
<sup>24</sup> Na	23,9910	15,0 г	<sup>78</sup> Se	78,9185	<6,5·10 <sup>4</sup> років
<sup>92</sup> Nb	91,9072	3,6·10 <sup>7</sup> років	<sup>31</sup> Si	30,9753	2,62 г
<sup>95</sup> Nb	94,9068	35 діб	<sup>32</sup> Si	31,9740	~ 650 років
* <sup>144</sup> Nd	143,9101	2,1·10 <sup>16</sup> років	<sup>146</sup> Sm	145,9131	3·10 <sup>7</sup> років
<sup>147</sup> Nd	146,9161	10,98 діб	<sup>147</sup> Sm	146,9149	1,06·10 <sup>11</sup> років
<sup>23</sup> Ne	22,9945	37,6 с	<sup>148</sup> Sm	147,9118	7·10 <sup>15</sup> років
<sup>58</sup> Ni	58,9344	7,5·10 <sup>4</sup> років	<sup>153</sup> Sm	152,9221	46,7 г
<sup>63</sup> Ni	62,9297	100,1 роки	<sup>123</sup> Sn	122,9057	129,2 діб
<sup>259</sup> (No)	259,1009	58 хвилин	<sup>126</sup> Sn	125,9077	1·10 <sup>5</sup> років
<sup>237</sup> Np	237,0482	2,14·10 <sup>6</sup> років	<sup>90</sup> Sr	89,9077	28,7 роки
<sup>262</sup> Ns	–	34 с	<sup>179</sup> Ta	178,9460	1,7 роки
<sup>15</sup> O	15,0031	122 с	<sup>180</sup> Ta	179,9475	>1·10 <sup>13</sup> років
<sup>186</sup> Os	185,9539	2·10 <sup>15</sup> років	<sup>182</sup> Ta	181,9502	115,0 діб
<sup>191</sup> Os	190,9609	15,4 діб	<sup>157</sup> Tb	156,9240	150 років
<sup>194</sup> Os	193,9652	6,0 років	<sup>158</sup> Tb	157,9254	150 діб
<sup>32</sup> P	31,9739	14,31 діб	<sup>160</sup> Tb	159,9272	72,3 діб
<sup>33</sup> P	32,9717	25,4 діб	<sup>98</sup> Tc	97,9072	4,2·10 <sup>6</sup> років
<sup>231</sup> Pa	231,0359	3,28·10 <sup>4</sup> роки	<sup>99</sup> Tc	98,9062	2,13·10 <sup>5</sup> років
<sup>233</sup> Pa	233,0416	27,0 діб	<sup>121</sup> Te	120,9050	154 діб
<sup>208</sup> Pb	204,9745	1,5·10 <sup>7</sup> роки	<sup>123</sup> Te	122,9043	>1,25·10 <sup>13</sup> років
<sup>210</sup> Pb	209,9842	27,1 роки	<sup>127</sup> Te	126,9052	109 діб
<sup>103</sup> Pd	102,9061	17,0 діб	<sup>230</sup> Th	230,0331	7,53·10 <sup>4</sup> років
<sup>107</sup> Pd	106,9051	6,5·10 <sup>6</sup> років	<sup>232</sup> Th	232,0381	1,40·10 <sup>10</sup> років
<sup>145</sup> Pm	144,9128	18 років	<sup>234</sup> Th	234,0436	24,1 діб
<sup>147</sup> Pm	146,9161	2,623 роки	<sup>44</sup> Ti	43,9596	47 років
<sup>209</sup> Po	208,9824	102 роки	<sup>45</sup> Ti	44,9581	3,09 г
<sup>210</sup> Po	209,9829	138,38 діб	<sup>204</sup> Tl	203,9739	3,78 роки
<sup>190</sup> Pt	189,9599	6·10 <sup>11</sup> років	<sup>234</sup> U	234,0409	2,45·10 <sup>5</sup> років
<sup>193</sup> Pt	192,9630	50 років	<sup>235</sup> U	235,0439	7,038·10 <sup>8</sup> років
<sup>228</sup> Ra	226,0254	1600 років	<sup>237</sup> U	237,0487	6,75 діб
<sup>228</sup> Ra	228,0311	5,76 роки	<sup>238</sup> U	238,0508	4,468·10 <sup>9</sup> років

**Лабораторний практикум**

*Продовження таблиці Д-5*

Ізотоп	A <sub>r</sub> , а. о. м.	T <sub>1/2</sub>	Ізотоп	A <sub>r</sub> , а. о. м.	T <sub>1/2</sub>
<sup>86</sup> Rb	85,9112	18,8 діб	<sup>48</sup> V	48,9485	330 діб
<sup>87</sup> Rb	86,9092	4,8·10 <sup>10</sup> років	<sup>181</sup> W	180,9482	121,2 діб
<sup>186</sup> Re	185,9544	2·10 <sup>5</sup> років	<sup>185</sup> W	184,9556	75,3 діб
<sup>187</sup> Re	186,9558	4·10 <sup>10</sup> років	<sup>127</sup> Xe	126,9052	36,41 діб
<sup>101</sup> Rh	100,9062	3,3 роки	<sup>88</sup> Y	87,9095	106,6 діб
<sup>102</sup> Rh	101,9043	206 діб	<sup>90</sup> Y	89,9072	64,3 г
<sup>222</sup> Rn	222,0176	3,824 діб	<sup>169</sup> Yb	168,9352	32,0 діб
<sup>103</sup> Ru	102,9063	39,4 діб	<sup>65</sup> Zn	64,9292	243,9 діб
<sup>106</sup> Ru	105,9073	367 діб	<sup>93</sup> Zr	92,9065	1,5·10 <sup>6</sup> років
<sup>35</sup> S	34,9690	87,4 діб	<sup>95</sup> Zr	94,9080	64 діб
<sup>124</sup> Sb	123,9059	60,20 діб	<sup>263</sup> (106)	–	0,9 с
<sup>125</sup> Sb	124,9053	2,7 роки	<sup>262</sup> (107)	–	0,115 с
<sup>46</sup> Sc	45,9550	83,8 діб			

**Константи дисоціації деяких слабких електrolітів**

*Таблиця Д-6*

Електrolіт	Рівняння дисоціації	K <sub>d</sub>
Нітритна кислота	$\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,0 \cdot 10^{-4}$
Амоній гідроксид	$\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Боратна кислота (I ступінь)	$\text{H}_3\text{BO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Вода	$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Силікатна кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$ $\text{HSiO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$	$3,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$
Форміатна кислота	$\text{HCOOH} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Сульфітна кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$ $\text{HSO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-2}$ $6 \cdot 10^{-8}$
Карбонатна кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4,31 \cdot 10^{-7}$ $5,61 \cdot 10^{-11}$
Флуоридна кислота	$\text{HF} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$	$7,4 \cdot 10^{-4}$
Ацетатна кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,86 \cdot 10^{-5}$

**Лабораторний практикум**

*продовження таблиці Д-6*

Фосфатна кислота	$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$ $H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$ $HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$ $2,2 \cdot 10^{-13}$
Ціанідна кислота	$HCN \leftrightarrow H^+ + CN^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$
Оксалатна кислота	$H_2C_2O_4 \leftrightarrow H^+ + HC_2O_4^-$ $HC_2O_4^- \leftrightarrow H^+ + C_2O_4^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-2}$ $6,4 \cdot 10^{-5}$

**Середні величини коефіцієнтів активності йонів**

*Таблиця Д-7*

Заряд йонів	Коефіцієнти активності при йонній силі					
	0	0,001	0,005	0,01	0,05	0,1
Однозарядний	1	0,96	0,92	0,90	0,81	0,78
Двозарядний	1	0,86	0,72	0,63	0,44	0,33
Тризарядний	1	0,73	0,51	0,39	0,15	0,08
Чотиризарядний	1	0,56	0,30	0,19	0,04	0,01

**Густина води за різних температур**

*Таблиця Д-8*

$t, ^\circ C$	$\rho_{H_2O}, \text{г/л}$	$t, ^\circ C$	$\rho_{H_2O}, \text{г/л}$	$t, ^\circ C$	$\rho_{H_2O}, \text{г/л}$
0	999,841	24	997,296	48	988,93
1	999,900	25	997,044	50	988,04
2	999,941	26	996,783	52	987,12
4	999,973	28	996,232	55	985,70
6	999,941	30	995,646	60	983,21
8	999,849	32	995,02	65	980,56
12	999,498	36	993,68	75	974,86
14	999,244	38	992,96	80	971,80
16	998,943	40	992,21	85	968,62
18	998,595	42	991,44	90	965,31
20	998,203	44	990,63	95	961,89
22	997,770	46	989,79	100	958,35

Лабораторний практикум

**Добуток розчинності малорозчинних речовин у воді**

*Таблиця Д-9*

Формула	t, °C	ДР	Формула	t, °C	ДР
Гідроксиди			Хромати		
Al(OH) <sub>3</sub>	25	1,9·10 <sup>-33</sup>	Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	25	9,0·10 <sup>-12</sup>
Cr(OH) <sub>3</sub>	17	5,4·10 <sup>-31</sup>	BaCrO <sub>4</sub>	25	2,4·10 <sup>-10</sup>
Fe(OH) <sub>3</sub>	18	3,8·10 <sup>-33</sup>	CaCrO <sub>4</sub>	18	2,3·10 <sup>-2</sup>
Fe(OH) <sub>3</sub>	18	4,8·10 <sup>-16</sup>	PbCrO <sub>4</sub>	25	1,8·10 <sup>-11</sup>
Mg(OH) <sub>3</sub>	25	5,0·10 <sup>-12</sup>	SrCrO <sub>4</sub>	25	3,5·10 <sup>-5</sup>
Mn(OH) <sub>2</sub>	18	4,0·10 <sup>-14</sup>	Сульфати		
Zn(OH) <sub>2</sub>	20	1,0·10 <sup>-17</sup>			
Галогеніди			Ag <sub>2</sub> S <sub>4</sub>	25	7,7·10 <sup>-5</sup>
			BaSO <sub>4</sub>	25	1,1·10 <sup>-10</sup>
AgCl	25	1,6·10 <sup>-10</sup>	CaSO <sub>4</sub>	25	6,3·10 <sup>-5</sup>
AgBr	25	7,7·10 <sup>-13</sup>	PbSO <sub>4</sub>	25	2,2·10 <sup>-3</sup>
AgI	25	1,5·10 <sup>-16</sup>	SrSO <sub>4</sub>	25	2,8·10 <sup>-2</sup>
PbCl <sub>2</sub>	25	2,4·10 <sup>-4</sup>	Карбонати		
PbI <sub>2</sub>	25	8,7·10 <sup>-9</sup>			
Сульфіди			Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	25	6,2·10 <sup>-12</sup>
			BaCO <sub>3</sub>	25	8,1·10 <sup>-9</sup>
Ag <sub>2</sub> S	25	1,6·10 <sup>-49</sup>	CaCO <sub>3</sub>	25	4,8·10 <sup>-9</sup>
As <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	18	4,0·10 <sup>-29</sup>	MgCO <sub>3</sub>	25	1,0·10 <sup>-5</sup>
CdS	18	3,6·10 <sup>-29</sup>	SrCO <sub>3</sub>	25	1,6·10 <sup>-9</sup>
CuS	25	8,5·10 <sup>-45</sup>	Фосфати		
FeS	25	3,7·10 <sup>-39</sup>			
HgS	18	4,0·10 <sup>-53</sup>	Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	20	1,8·10 <sup>-18</sup>
MnS	18	1,4·10 <sup>-15</sup>	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	25	3,5·10 <sup>-33</sup>
PbS	18	1,1·10 <sup>-29</sup>	CaHPO <sub>4</sub>	25	~5·10 <sup>-6</sup>
ZnS	25	1,2·10 <sup>-23</sup>	MgNH <sub>4</sub> PO <sub>4</sub>	25	2,5·10 <sup>-13</sup>

Лабораторний практикум

**Стандартні електродні потенціали металів**

*Таблиця Д-10*

Електрод	Електродна реакція	$E^0$ , В
Li <sup>+</sup> /Li	Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ↔ Li	-3,045
K <sup>+</sup> /K	K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ↔ K	-2,925
Rb <sup>+</sup> /Rb	Rb <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ↔ Rb	-2,925
Cs <sup>+</sup> /Cs	Cs <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ↔ Cs	-2,923
Ca <sup>2+</sup> /Ca	Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Ca	-2,866
Na <sup>+</sup> /Na	Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ↔ Na	-2,714
Mg <sup>2+</sup> /Mg	Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Mg	-2,363
Al <sup>3+</sup> /Al	Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ↔ Al	-1,662
Mn <sup>2+</sup> /Mn	Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Mn	-1,179
Zn <sup>2+</sup> /Zn	Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Zn	-0,763
Cr <sup>3+</sup> /Cr	Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ↔ Cr	-0,744
Fe <sup>2+</sup> /Fe	Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Fe	-0,440
Cd <sup>2+</sup> /Cd	Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Cd	-0,403
Co <sup>2+</sup> /Co	Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Co	-0,277
Ni <sup>2+</sup> /Ni	Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Ni	-0,250
Sn <sup>2+</sup> /Sn	Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Sn	-0,136
Pb <sup>2+</sup> /Pb	Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Pb	-0,126
H <sup>+</sup> /1/2H <sub>2</sub>	H <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ↔ 1/2H <sub>2</sub>	±0,000
Cu <sup>2+</sup> /Cu	Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ Cu	+0,337
Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /2Hg	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ↔ 2Hg	+0,788
Ag <sup>+</sup> /Ag	Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ↔ Ag	+0,799
Au <sup>3+</sup> /Au	Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ↔ Au	+1,498

**Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем у водних розчинах за 25 °С**

*Таблиця Д-11*

Окиснена форма	Відновлена форма	Електродна реакція	$E^0$ , В
2H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub>	2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> → H <sub>2</sub>	0,00
S	S <sup>2-</sup>	S + 2e <sup>-</sup> → S <sup>2-</sup>	-0,51
PbSO <sub>4</sub>	Pb + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PbSO <sub>4</sub> + 2e <sup>-</sup> → Pb + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-0,356
Sn <sup>4+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Sn <sup>4+</sup> + 2e <sup>-</sup> → Sn <sup>2+</sup>	+0,15

**Лабораторний практикум**

*Продовження таблиці Д-11*

Окиснена форма	Відновлена форма	Електродна реакція	E <sup>0</sup> , В
Cu <sup>2+</sup>	Cu <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup> + e <sup>-</sup> → Cu <sup>+</sup>	+0,153
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 2H <sup>+</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> → SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O	+0,22
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> + e <sup>-</sup> → [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	+0,36
<sup>1</sup> / <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	2OH <sup>-</sup>	<sup>1</sup> / <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O + 2e <sup>-</sup> → 2OH <sup>-</sup>	+0,401
<sup>1</sup> / <sub>2</sub> I <sub>2</sub>	I <sup>-</sup>	<sup>1</sup> / <sub>2</sub> I <sub>2</sub> + e <sup>-</sup> → I <sup>-</sup>	+0,536
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + e <sup>-</sup> → MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+0,564
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 2H <sub>2</sub> O	MnO <sub>2</sub> (т) + 4OH <sup>-</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 2H <sub>2</sub> O + 3e <sup>-</sup> → MnO <sub>2</sub> (т) + 4OH <sup>-</sup>	+0,57
Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup> + e <sup>-</sup> → Fe <sup>2+</sup>	+0,771
2Hg <sup>2+</sup>	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	2Hg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> → Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	+0,910
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 3H <sup>+</sup>	HNO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 3H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> → HNO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	+0,94
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 4H <sup>+</sup>	NO + 2H <sub>2</sub> O	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 4H <sup>+</sup> + 3e <sup>-</sup> → NO + 2H <sub>2</sub> O	+0,96
HNO <sub>2</sub> + H <sup>+</sup>	NO + H <sub>2</sub> O	HNO <sub>2</sub> + H <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> → NO + H <sub>2</sub> O	+1,00
<sup>1</sup> / <sub>2</sub> Br <sub>2</sub> (р)	Br <sup>-</sup>	<sup>1</sup> / <sub>2</sub> Br <sub>2</sub> + e <sup>-</sup> → Br <sup>-</sup>	+1,065
IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 6H <sup>+</sup>	<sup>1</sup> / <sub>2</sub> I <sub>2</sub> + 3H <sub>2</sub> O	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 6H <sup>+</sup> + 5e <sup>-</sup> → <sup>1</sup> / <sub>2</sub> I <sub>2</sub> + 3H <sub>2</sub> O	+1,195
O <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup>	2H <sub>2</sub> O	O <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + 4e <sup>-</sup> → 2H <sub>2</sub> O	+1,229
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + 14H <sup>+</sup>	2Cr <sup>3+</sup> + 7H <sub>2</sub> O	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + 14H <sup>+</sup> + 6e <sup>-</sup> → 2Cr <sup>3+</sup> + 7H <sub>2</sub> O	+1,36
<sup>1</sup> / <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup>	<sup>1</sup> / <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> + e <sup>-</sup> → Cl <sup>-</sup>	+1,36
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 6H <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup> + 3H <sub>2</sub> O	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 6H <sup>+</sup> + 6e <sup>-</sup> → Cl <sup>-</sup> + 3H <sub>2</sub> O	+1,44
PbO <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup> + 2H <sub>2</sub> O	PbO <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> → Pb <sup>2+</sup> + 2H <sub>2</sub> O	+1,455
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 8H <sup>+</sup>	Mn <sup>2+</sup> + 4H <sub>2</sub> O	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 8H <sup>+</sup> + 5e <sup>-</sup> → Mn <sup>2+</sup> + 4H <sub>2</sub> O	+1,51
PbO <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PbSO <sub>4</sub> + 2H <sub>2</sub> O	PbO <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 2e <sup>-</sup> → PbSO <sub>4</sub> + 2H <sub>2</sub> O	+1,685
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup>	2H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> → 2H <sub>2</sub> O	+1,77
Co <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Co <sup>3+</sup> + e <sup>-</sup> → Co <sup>2+</sup>	+1,82
S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	2SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup> + 2e <sup>-</sup> → 2SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+2,01
<sup>1</sup> / <sub>2</sub> F <sub>2</sub>	F <sup>-</sup>	<sup>1</sup> / <sub>2</sub> F <sub>2</sub> + e <sup>-</sup> → F <sup>-</sup>	+2,87



Лабораторний практикум

**Стійкість деяких комплексних йонів у водних розчинах за 25 °С**

*Таблиця Д-12*

Комплексоутворювач	Рівняння дисоціації комплексних йонів	$K_{\text{д}}$	$K_{\text{ст}}$
$\text{Ag}^+$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$	$1,5 \cdot 10^7$
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$	$1,0 \cdot 10^{21}$
$\text{Al}^{3+}$	$[\text{AlF}_6]^{3-} \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$2,0 \cdot 10^{-28}$	$5,0 \cdot 10^{27}$
$\text{Co}^{3+}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \leftrightarrow \text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3$	$8,0 \cdot 10^{-36}$	$1,3 \cdot 10^{35}$
$\text{Cu}^{2+}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$4,6 \cdot 10^{-14}$	$2,1 \cdot 10^{13}$
	$[\text{CuCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$2 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^3$
$\text{Fe}^{2+}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-37}$	$1,0 \cdot 10^{37}$
$\text{Fe}^{3+}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-44}$	$1,0 \cdot 10^{44}$
$\text{Pt}^{2+}$	$[\text{PtCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pt}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$	$1,0 \cdot 10^{16}$
$\text{Zn}^{2+}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$4,0 \cdot 10^{-10}$	$2,5 \cdot 10^9$
	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$6,3 \cdot 10^{-18}$	$1,6 \cdot 10^{17}$
$\text{N}^{3-}$	$[\text{NH}_4]^+ \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}^+$	$6,0 \cdot 10^{-10}$	$1,5 \cdot 10^9$

**Стандартні ентальпії утворення деяких речовин за 298 К**

*Таблиця Д-13*

Речовина	Стан	$\Delta H_{298}^0$ утв кДж/моль	Речовина	Стан	$\Delta H_{298}^0$ утв кДж/моль
Ag	к	0	$\text{H}_2\text{O}$	г	-241,84
AgCl	к	-126,80	$\text{H}_2\text{O}$	р	-285,84
Al	к	0	$\text{H}_2\text{O}_2$	р	-187,00
$\text{Al}_2\text{O}_3$	корунд	-1675,0	HCl	г	-92,3
$\text{Br}_2$	р	0	$\text{H}_2\text{SO}_4$	р	-811,30
$\text{Br}_2$	г	30,92	$\text{HNO}_3$	р	-173,00
C	алмаз	1,90	$\text{NO}_2$	г	33,90
C	графіт	0	$\text{N}_2\text{O}_4$	г	9,40
CO	г	-110,50	$\text{Na}_2\text{O}$	к	-430,6
$\text{CO}_2$	г	-391,51	NaOH	к	-426,60
$\text{CH}_4$	г	-74,85	NaCl	к	-410,90
$\text{C}_2\text{H}_2$	г	226,75	$\text{O}_2$	г	0
$\text{C}_2\text{H}_4$	г	52,28	$\text{Cu}_2\text{O}$	к	-167,40

*Продовження таблиці*

**Лабораторний практикум**

CH <sub>3</sub> OH	р	-238,70	CuO	к	-165,30
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	р	49,04	MnO <sub>2</sub>	к	-519,65
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	г	82,93	FeSO <sub>4</sub>	к	-922,57
Cl <sub>2</sub>	г	0	PtCl <sub>2</sub>	к	-118,00
H <sub>2</sub>	г	0	PtCl <sub>4</sub>	к	-226,00

**Стандартні ентропії утворення деяких речовин за 298 К**

*Таблиця Д-14*

Речовина	Стан	S <sup>0</sup> <sub>298 утв</sub> Дж/(моль·К)	Речовина	Стан	S <sup>0</sup> <sub>298 утв</sub> Дж/(моль·К)
Ag	к	42,69	H <sub>2</sub> O	г	188,74
AgCl	к	96,07	H <sub>2</sub> O	р	69,96
Al	к	28,31	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	р	109,49
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	корунд	50,94	HCl	г	186,70
Br <sub>2</sub>	р	152,30	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	р	156,90
Br <sub>2</sub>	г	245,35	HNO <sub>3</sub>	р	156,16
C	алмаз	2,38	NO <sub>2</sub>	г	240,00
C	графіт	5,74	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	г	304,00
CO	г	197,40	Na <sub>2</sub> O	к	71,10
CO <sub>2</sub>	г	218,60	NaOH	к	64,18
CH <sub>4</sub>	г	186,19	NaCl	к	72,96
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	200,80	O <sub>2</sub>	г	205,00
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	219,40	Cu <sub>2</sub> O	к	96,23
CH <sub>3</sub> OH	р	126,70	CuO	к	42,64
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	р	173,20	MnO <sub>2</sub>	к	53,14
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	г	269,20	FeSO <sub>4</sub>	к	107,53
Cl <sub>2</sub>	г	223,00	PtCl <sub>2</sub>	к	130,00
H <sub>2</sub>	г	130,60	PtCl <sub>4</sub>	к	209,00

**Стандартні енергії Гіббса утворення деяких речовин за 298 К**

*Таблиця Д-15*

Речовина	Стан	ΔG <sup>0</sup> <sub>298 утв</sub> кДж/моль	Речовина	Стан	ΔG <sup>0</sup> <sub>298 утв</sub> кДж/моль
Ag	к	0	H <sub>2</sub> O	г	-228,86
AgCl	к	-109,90	H <sub>2</sub> O	р	-237,40

*Продовження таблиці*

Al	к	0	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	р	-120,37
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	корунд	-1583,32	HCl	г	-94,86

### Лабораторний практикум

Br <sub>2</sub>	р	0	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	р	-690,75
Br <sub>2</sub>	г	3,14	HNO <sub>3</sub>	р	-80,90
C	алмаз	2,83	NO <sub>2</sub>	г	-37,62
C	графіт	0	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	г	-81,19
CO	г	-137,23	Na <sub>2</sub> O	к	-337,38
CO <sub>2</sub>	г	-394,64	NaOH	к	-380,45
CH <sub>4</sub>	г	-50,85	NaCl	к	-384,30
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	166,91	O <sub>2</sub>	г	0
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	-13,10	Cu <sub>2</sub> O	к	-143,10
CH <sub>3</sub> OH	р	-167,22	CuO	к	-129,46
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	р	124,43	MnO <sub>2</sub>	к	-465,99
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	г	129,08	FeSO <sub>4</sub>	к	-820,32
Cl <sub>2</sub>	г	0	PtCl <sub>2</sub>	к	-156,74
H <sub>2</sub>	г	0	PtCl <sub>4</sub>	к	-228,28

### Стандартні ентальпії згоряння деяких речовин

*Таблиця Д-16*

Речовина	Стан	$\Delta H^0_{298 \text{ згор}}$ кДж/моль	Речовина	Стан	$\Delta H^0_{298 \text{ згор}}$ кДж/моль
CH <sub>4</sub>	г	-890,3	CH <sub>3</sub> CHO	р	-1193,8
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	-1410,9	CH <sub>3</sub> OH	р	-726,8
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	-1299,6	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	р	-1370,7
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	г	-1559,9	HCOOH	р	-254,6
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	г	-2202,0	CH <sub>3</sub> COOH	р	-874,6
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	г	-287,1	CH <sub>3</sub> COOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub>	р	-2246,4
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	р	-3267,6	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	к	-2808,0
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	р	-3539,1	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> OH	р	-2064,93
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	р	-4197,7			

### Основні терміни і поняття при визначенні якості природнього середовища

**Допустиме екологічне навантаження** – навантаження під дією якого відхилення від нормального стану системи не перевищує природних змін і відповідно не визиває небажаних наслідків у живих організмів і не веде до погіршення якості середовища.

**Шкідливі речовини** – речовини, дія яких на біологічні системи може призвести до негативних наслідків. До шкідливих речовин відносять і ксенобіотики – сторонні для організму, штучно синтезовані речовини.

**Межа шкідливої дії** – мінімальна доза речовини, під дією якої у організмі виникають зміни, що виходять за межі фізіологічних реак-

цій, або виникає патологія.

**Гранично допустима концентрація (ГДК)** – норматив, що встановлює концентрацію шкідливих речовин в одиниці об'єму, маси чи поверхні, які при дії за певний проміжок часу практично не впливають на здоров'я людини і не визивають несприятливих наслідків у її потомства.

**Токсичність речовини** – здатність речовини визивати порушення фізіологічних функцій організму, що в свою чергу призводить до захворювання або у тяжких випадках до смерті.

**Токсична доза** – кількість речовини, що визиває певний токсичний ефект. Одиниці вимірювання:

ЛД<sub>50</sub>- доза, що визиває загибель половини піддослідних тварин;

ЛД<sub>100</sub>- доза, що визиває загибель всіх піддослідних тварин.

**Науково- технічний норматив** – норматив викидів і скидів шкідливих речовин, а також технологічні, будівельні нормативи, що вміщують вимоги по охороні оточуючого природного середовища.

**Науково-технічне нормування** – введення обмежень діяльності господарських об'єктів за відношенням до забруднення оточуючого середовища.

**Якість атмосферного повітря** – сукупні властивості атмосфери, визначаючі ступінь дії фізичних, хімічних і біологічних факторів на людей, рослинний і тваринний світ, а також на матеріали, конструкції і оточуюче середовище в цілому.

**Гранично-допустима концентрація шкідливої речовини у повітрі робочої зони (ГДК<sub>рз</sub>)** – концентрація, яка при щоденній роботі на протязі 8 годин, або при іншій тривалості робочого часу, але не більше встановленої тривалості робочого тижня, на протязі всього робочого стажу не повинна визивати захворювання або відхилення від стану здоров'я, що може бути виявлено сучасними методами клінічних досліджень у процесі роботи або у віддалені терміни життя теперішнього чи наступного покоління.

**Гранично- допустима концентрація максимально розова (ГДК<sub>мр</sub>)** – концентрація шкідливої речовини у повітрі населених пунктів, що не визиває при вдиханні на протязі 20 хвилин рефлекторних реакцій у організмі людини.

**Гранично–допустима концентрація середньодобова (ГДК<sub>сд</sub>)** – концентрація шкідливої речовини у повітрі населеного пункту, яка не повинна визивати у людини негативних процесів при вдиханні на протязі довгого часу.

## Лабораторний практикум

**Клас шкідливості** – класифікація шкідливих речовин за їх дією на організм у порівнянні з дією сульфур діоксиду.

**Якість води** – характеристика складу і властивостей води, що визначають її придатність для конкретних видів водопостачання.

**Гранично-допустима концентрація у воді господарсько-питтєвого і культурно-побутового водовикористання (ГДК<sub>в</sub>)** – концентрація шкідливої речовини у воді, яка не визиває прямої чи побічної дії на організм людини на протязі всього її життя і на здоров'я наступних поколінь і не повинна погіршувати гігієнічні умови водовикористання.

**Гранично-допустима концентрація у воді, що використовується для рибогосподарських цілей (ГДК<sub>рп</sub>)** – концентрація шкідливої речовини у воді, яка не визиває шкідливої дії на популяцію риби, у першу чергу промислових.

**Гранично-допустима концентрація в орному шарі ґрунту (ГДК<sub>г</sub>)** – концентрація шкідливої речовини у верхньому, орному шарі ґрунту, яка не повинна визивати прямої чи побічної негативної дії на середовище, що стикається з ґрунтом і на здоров'я людини, а також на самоочищуючу здатність ґрунту.

### **Гранично - допустимі концентрації (ГДК) деяких шкідливих речовин на основі важких металів**

*Таблиця Д-17*

Назва, формула	ГДК речовини у повітрі робочої зони, мг/м <sup>3</sup>	ГДК речовини у воді, мг/л
1	2	3
Амоній ванадат NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	0,5	2
Барій нітрат Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,5	0,55
Ванадій карбід VC	3	0,1

Лабораторний практикум

*Продовження таблиці Д-17*

Назва, формула	ГДК речовини у повітрі робочої зони, мг/м <sup>3</sup>	ГДК речовини у воді, мг/л
1	2	3
Вольфрам W	6	0,5
Вольфрам оксид WO <sub>3</sub>	5	0,1
Гадоліній оксид Gd <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	5	-
Гафній Hf	0,5	-
Гольмій оксид Ho <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	5	-
Діспрозій оксид Dy <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	5	-
Європій оксид Eu <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	5	-
Ферум (II) гідроксид Fe(OH) <sub>2</sub>	-	0,5
Ферум (III) нітрат Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> ·9H <sub>2</sub> O	-	0,5
Ферум карбоніл Fe(CO) <sub>5</sub>	4	0,5
Ферум (III) сульфат Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	1	0,5
Ітербій оксид Yb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	4	-
Кадмій оксид CdO	0,1	0,001
Кадмій сульфід CdS	0,1	-
Кобальт Co	0,5	0,1
Кобальт оксид CoO	0,5	-
Кобальт сульфат CoSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O	-	1
Лантан нітрат La(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> ·6H <sub>2</sub> O	-	0,01
Манган Mn	0,3	-
Манган оксид MnO <sub>2</sub>	0,3	10
Мідь Cu	1	1
Купрум нітрат Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ·3H <sub>2</sub> O	-	1

*Продовження таблиці Д-17*

**Лабораторний практикум**

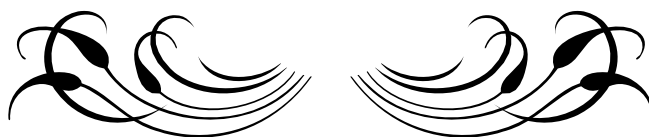
Назва, формула	ГДК речовини у повітрі робочої зони, мг/м <sup>3</sup>	ГДК речовини у воді, мг/л
1	2	3
Молібден Mo	4	0,25
Молібден оксид MoO <sub>2</sub>	4	-
Молібден борид Mo <sub>2</sub> B <sub>5</sub>	4	-
Нікель Ni	0,05	0,1
Нікол карбоніл Ni(CO) <sub>4</sub>	0,0005	-
Нікол сульфід NiS	0,05	-
Ніобій Nb	10	0,01
Ніобій борид NbB <sub>2</sub>	10	-
Ніобій нітрид NbN	10	-
Олово Sn	2	2
Осмій оксид OsO <sub>4</sub>	0,002	-
Солі Платини	0,002	-
Родій Rh	0,1	-
Ртуть Меркурій Hg	0,01	0,0005
Меркурій нітрат Hg <sub>2</sub> (NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,05	0,005
Меркурій оксид HgO	0,05	0,005
Рутеній оксид RuO <sub>3</sub>	1	-
Свинець Pb	0,01	0,03
Плюмбум арсенат Pb <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	0,15	-
Плюмбум нітрат Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,01	0,1
Срібло Ag	0,01	0,05
Стронцій гідроксид Sr(OH) <sub>2</sub>	1	2
Стронцій карбонат SrCO <sub>3</sub>	6	2
Стибій Sb	0,5	0,05
Стибій оксид Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	1	0,05

Назва, формула	ГДК речовини у повітрі робочої зони, мг/м <sup>3</sup>	ГДК речовини у воді, мг/л
1	2	3
Стибій сульфід $Sb_2S_3$	1	-
Галій бромід $TlBr$	0,01	-
Галій сульфат $Tl_2SO_4$	0,1	-
Тантал $Ta$	5	-
Тантал оксид $Ta_2O_4$	10	-
Титан $Ti$	10	-
Титан борид $TiB_2$	2	-
Титан оксид $TiO_2$	4	-
Торій $Tb$	0,05	0,1
Уран $U$	0,075	0,05

**Контрольовані показники деяких хімічних елементів у харчових продуктах (мг/кг)**

*Таблиця Д-18*

Елемент	Рибні продукти	М'ясні	Молочні	Хліб	Овочі
Ферум	30,0	50,0	3,0	50,0	50,0
Купрум	10,0	5,0	0,5	5,0	10,0
Нікол	0,5	0,5	0,1	0,5	0,5
Станум	200,0	200,0	100,0	-	200,0
Меркурій	0,5	0,03	0,005	0,01	0,02
Плюмбум	1,0	0,5	0,05	0,2	0,5
Стибій	0,5	0,1	0,05	0,1	0,3
Хром	0,3	0,2	0,1	0,2	0,2
Цинк	40,0	40,0	5,0	25,0	10,0





## ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА .....	3
<b>ВСТУП.....</b>	<b>4</b>
§1. МЕТА І ЗАДАЧІ ДИСЦИПЛІНИ.....	4
§2. ТЕМИ КУРСУ І ЇХ ЗМІСТ .....	5
§3. СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ .....	12
§4. УКРАЇНСЬКА НОМЕНКЛАТУРА В НЕОРГАНІЧНІЙ ХІМІЇ .....	14
<i>Назви елементів.....</i>	<i>15</i>
<i>Систематичні, традиційні та рекомендовані назви деяких найважливіших кислот .....</i>	<i>16</i>
<i>Приклади назв деяких солей.....</i>	<i>17</i>
<i>Основи, амфотерні гідроксиди .....</i>	<i>18</i>
<i>Оксиди (окисні), бінарні сполуки .....</i>	<i>18</i>
<i>Радикали .....</i>	<i>19</i>
<i>Координаційні сполуки .....</i>	<i>19</i>
<i>Назви лігандів.....</i>	<i>19</i>
§5. ОСНОВНІ ПРАВИЛА, ЛАБОРАТОРНЕ ОБЛАДНАННЯ І ОРГАНІЗАЦІЯ РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ .....	20
<i>Підготовка, виконання та задача лабораторних робіт .....</i>	<i>20</i>
<i>Загальні поради до проведення лабораторних робіт та правила техніки безпеки в лабораторії .....</i>	<i>21</i>
<i>Перша допомога потерпілим у лабораторії.....</i>	<i>22</i>
<i>Хімічний посуд і обладнання.....</i>	<i>22</i>
<i>Миття хімічного посуду.....</i>	<i>24</i>
<b>РОЗДІЛ I. ТЕРМІНОЛОГІЯ. ЗАКОНИ. АТОМ, МОЛЕКУЛА.....</b>	<b>26</b>
§6. ОСНОВНІ ТЕРМІНИ ТА ПОНЯТТЯ.....	26
§7. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ЗАКОНИ .....	27
§8. ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ АТОМНО- МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ .....	29
§9. ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ ТЕОРІЇ ХІМІЧНОЇ БУДОВИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК .....	29
§10. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ПРО БУДОВУ АТОМА І МОЛЕКУЛИ.....	30
<i>Постулати Бора.....</i>	<i>30</i>
<i>Принцип Паулі.....</i>	<i>32</i>
<i>Електронні формули і електронно-структурні схеми .....</i>	<i>32</i>
<i>Принципи і послідовність заповнення електронами атомних орбіталей.....</i>	<i>33</i>
<i>Будова атомних ядер .....</i>	<i>35</i>

---

## Лабораторний практикум

<i>Причини утворення хімічного зв'язку</i> .....	35
<i>Ковалентний зв'язок</i> .....	36
<i>Одинарність і кратність ковалентного зв'язку</i> .....	38
<i>Делокалізовані зв'язки</i> .....	40
<i>Йонний зв'язок</i> .....	42
<i>Водневий (гідрогенний) зв'язок</i> .....	43
<i>Металічний зв'язок</i> .....	44
§ 11. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	45
§ 12. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ.....	48
<b>РОЗДІЛ II. НЕОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ. ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ</b> .....	<b>53</b>
§ 13. КЛАСИФІКАЦІЯ ПРОСТИХ РЕЧОВИН.....	53
<i>Метали</i> .....	53
<i>Неметали</i> .....	53
§ 14. КЛАСИФІКАЦІЯ СКЛАДНИХ РЕЧОВИН.....	54
<i>Окисні (оксиди)</i> .....	54
<i>Основи (гідроксиди)</i> .....	54
<i>Кислоти</i> .....	55
<i>Солі</i> .....	55
§ 15. ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	56
§ 16. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	57
1. <i>Розділення механічних сумішей</i> .....	57
2. <i>Добування газів та визначення їх молекулярної маси</i> .....	58
3. <i>Визначення молярної маси еквівалента металу</i> .....	60
4. <i>Класи неорганічних речовин і хімічних реакцій</i> .....	62
§ 17. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	63
§ 18. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ.....	64
<b>РОЗДІЛ III. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА</b> .....	<b>69</b>
§ 19. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ.....	69
§ 20. ЕНЕРГЕТИЧНІ ХАРАКТЕРИСТИКИ АТОМІВ.....	71
§ 21. ФАКТОРИ, ЩО ВИЗНАЧАЮТЬ НАПРЯМ ПРОТІКАННЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	73
§ 22. ТЕРМОДИНАМІЧНА КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	75
§ 23. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	77
ТЕПЛОВІ ЕФЕКТИ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.....	77
<i>Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації</i> .....	77
<i>Визначення теплоти гідратації натрій карбонату</i> .....	78
§ 24. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	79
§ 25. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ.....	80

<b>РОЗДІЛ IV. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ.....</b>	<b>85</b>
§26. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА РОЗЧИНІВ .....	85
§27. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ СКЛАДУ РОЗЧИНУ .....	85
§28. ТЕПЛОВІ ПРОЦЕСИ ПРИ РОЗЧИНЕННІ.....	86
§29. РОЗЧИННІСТЬ .....	87
§30. ТИСК ПАРИ НАД РОЗЧИНОМ. ЗАКОН РАУЛЯ.....	90
§31. ПІДВИЩЕННЯ ТЕМПЕРАТУРИ КИПІННЯ І ЗНИЖЕННЯ ТЕМПЕРАТУРИ ЗАМЕРЗАННЯ РОЗЧИННИКА В ПРИСУТНОСТІ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ.....	90
§32. ОСМОС .....	91
§33. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	92
1. Залежність розчинності від температури.....	92
2. Приготування розчинів .....	93
3. Вивчення колігативних властивостей розчинів .....	96
§34. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	98
§35. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	99
<b>РОЗДІЛ V. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВНОВАГА.....</b>	<b>104</b>
§36. ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ .....	104
§37. ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ .....	104
§38. ВПЛИВ ТЕМПЕРАТУРИ НА ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ.....	105
§39. ВПЛИВ КАТАЛІЗАТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ РЕАКЦІЇ .....	106
§40. ХІМІЧНА РІВНОВАГА .....	106
§41. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	107
<i>Кінетичні характеристики хімічних реакцій</i> .....	107
§42. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	109
§43. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	111
<b>РОЗДІЛ VI. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ .....</b>	<b>116</b>
§44. ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ .....	116
<i>Йонні рівняння реакцій</i> .....	117
<i>Умови протікання реакцій до кінця між електролітами в розчині</i> .....	118
<i>Використання закону діючих мас до розчинів слабких     електролітів.....</i>	118
§45. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ І ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ..	119
<i>Водневий і гідроксильний показники</i> .....	119
§46. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ .....	120
§47. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	121
1. <i>Електролітична дисоціація. Реакції обміну в розчинах     електролітів.....</i>	121

---

## Лабораторний практикум

2. Гідроліз солей .....	123
3. Буферні розчини .....	124
§48. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	125
§49. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	127
<b>РОЗДІЛ VII. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ .....</b>	<b>133</b>
§50. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ .....	133
§51. ВИЗНАЧЕННЯ КОЕФІЦІЄНТІВ У РІВНЯННЯХ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ МЕТОДОМ АНАЛІЗУ СТУПЕНЕЙ ОКИСНЕННЯ (ЕЛЕКТРОННИЙ БАЛАНС).....	134
§52. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	135
<i>Окисно-відновні процеси</i> .....	135
§53. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	138
§54. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	139
<b>РОЗДІЛ VIII. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ.....</b>	<b>146</b>
§55. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА .....	146
§56. ДИСОЦІАЦІЯ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК .....	147
§57. ПОРЯДОК НАЗВИ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК.....	148
§58. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	149
<i>Властивості комплексних сполук</i> .....	149
§59. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	151
§60. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	152
<b>РОЗДІЛ IX. КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ.....</b>	<b>159</b>
§61. ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ .....	159
§62. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	164
<i>Добування та властивості колоїдних розчинів</i> .....	164
§63. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	165
§64. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	167
<b>РОЗДІЛ X. ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ .....</b>	<b>171</b>
§65. ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ .....	171
<i>s- і p-Елементи</i> .....	171
<i>d-Елементи</i> .....	174
§66. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	176
1. <i>Вивчення властивостей s-елементів</i> .....	176
2. <i>Вивчення властивостей p-елементів</i> .....	178
§67. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	182
§68. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	185

<b>РОЗДІЛ XI. ОСНОВИ ХІМІЧНОГО АНАЛІЗУ .....</b>	<b>190</b>
§69. МЕТРОЛОГІЧНА ОЦІНКА РЕЗУЛЬТАТІВ АНАЛІЗУ .....	190
<i>Похибки аналізу та їх класифікація.....</i>	<i>190</i>
<i>Систематичні похибки .....</i>	<i>190</i>
<i>Випадкові похибки .....</i>	<i>191</i>
<i>Правильність, відтворення і точність аналізу.....</i>	<i>192</i>
<i>Виявлення промахів.....</i>	<i>192</i>
<i>Середнє арифметичне вимірюваної величини .....</i>	<i>194</i>
<i>Довірчий інтервал вимірювання.....</i>	<i>195</i>
<i>Оцінка результатів аналітичних досліджень.....</i>	<i>196</i>
§70. ОСОБЛИВОСТІ ВІДБОРУ ПРОБ ОБ'ЄКТІВ НАВКОЛИШНЬОГО ПРИРОДНОГО СЕРЕДОВИЩА .....	198
<i>Відбір проби води.....</i>	<i>198</i>
<i>Методи відбору проб повітря.....</i>	<i>200</i>
<i>Відбір проб ґрунту.....</i>	<i>202</i>
§71. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ .....	204
<i>Основні терміни і поняття.....</i>	<i>204</i>
§72. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ ДОСЛІДЖЕННЯ.....	209
<i>Якісні реакції катіонів .....</i>	<i>209</i>
<i>Контрольна робота .....</i>	<i>210</i>
§73. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	214
§74. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	215
§75. КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ .....	220
1. ЕКСПРЕС – АНАЛІЗ .....	220
<i>Визначення вмісту сульфур діоксиду в повітрі з використанням переносного універсального газоаналізатора УГ-2.....</i>	<i>220</i>
2. ГРАВІМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ.....	221
<i>Визначення фенолу в воді.....</i>	<i>226</i>
3. ТИТРИМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ .....	226
3.1.1. <i>Метод нейтралізації.....</i>	<i>230</i>
3.1.2. <i>Визначення кількості лугу (NaOH) в розчині.....</i>	<i>232</i>
3.1.3. <i>Визначення карбонатної твердості води.....</i>	<i>233</i>
3.2. <i>Перманганатометрія .....</i>	<i>233</i>
3.2.1. <i>Визначення <math>Fe^{2+}</math> – іону в розчині солі Мора .....</i>	<i>234</i>
3.3. <i>Визначення вмісту вільного хлору у воді іодометричним методом .....</i>	<i>235</i>
4. ФОТОМЕТРИЧНІ МЕТОДИ АНАЛІЗУ.....	237
4.1.1. <i>Визначення вмісту Феруму(III) в розчині .....</i>	<i>239</i>
4.1.2. <i>Визначення вмісту Купрум(II) в розчині .....</i>	<i>240</i>
5. АТОМНО - АБСОРБЦІЙНИЙ МЕТОД .....	241

---

## Лабораторний практикум

<i>Визначення важких металів у ґрунтових витяжках (Cu; Zn; Co; Cd; Pb) .....</i>	<i>242</i>
<b>6. ХРОМАТОГРАФІЧНИЙ АНАЛІЗ .....</b>	<b>243</b>
<i>6.1. Хроматографія на папері .....</i>	<i>244</i>
<i>6.2.1. Розділення йонів Феруму і Купруму за допомогою паперової хроматографії .....</i>	<i>246</i>
§76. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ.....	246
§77. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	247
<b>§78. ПІДСУМКОВІ ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ....</b>	<b>252</b>
<b>§79. ПІДСУМКОВІ ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ .....</b>	<b>255</b>
<b>§80. КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ СТУДЕНТІВ ЗАОЧНОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ.....</b>	<b>270</b>
ВАРІАНТИ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ .....	270
<i>Оформлення титульної сторінки.....</i>	<i>275</i>
<b>ДОДАТКИ.....</b>	<b>279</b>
<i>Фізико – хімічні сталі .....</i>	<i>279</i>
<i>Принадкові для утворення кратних і ділених одиниць.....</i>	<i>279</i>
<i>Фізико – хімічні величини і одиниці Міжнародної системи (СІ). 280</i>	
<i>Відносні атомні маси хімічних елементів.....</i>	<i>281</i>
<i>Властивості радіоактивних ізотопів .....</i>	<i>282</i>
<i>Константи дисоціації деяких слабких електролітів.....</i>	<i>284</i>
<i>Середні величини коефіцієнтів активності йонів.....</i>	<i>285</i>
<i>Густина води за різних температур .....</i>	<i>285</i>
<i>Добуток розчинності малорозчинних речовин у воді.....</i>	<i>286</i>
<i>Стандартні електродні потенціали металів .....</i>	<i>287</i>
<i>Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем у водних розчинах за 25 °С .....</i>	<i>287</i>
<i>Стійкість деяких комплексних йонів у водних розчинах за 25 °С .....</i>	<i>289</i>
<i>Стандартні ентальпії утворення деяких речовин за 298 К.....</i>	<i>289</i>
<i>Стандартні ентропії утворення деяких речовин за 298 К.....</i>	<i>290</i>
<i>Стандартні енергії Гіббса утворення деяких речовин за 298 К.....</i>	<i>290</i>
<i>Стандартні ентальпії згоряння деяких речовин.....</i>	<i>291</i>
<i>Основні терміни і поняття при визначенні якості природнього середовища .....</i>	<i>291</i>
<i>Гранично - допустимі концентрації (ГДК) деяких шкідливих</i>	

Лабораторний практикум

*речовин на основі важких металів* ..... 293  
*Контрольовані показники деяких хімічних елементів у харчових продуктах (мг/кг)*..... 296  
**ЗМІСТ** ..... 297

